

Guía de Estudio y Ejercitación de

Química Universitaria

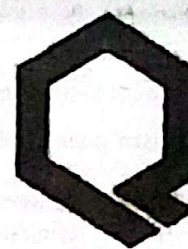


Educando

UBA - Ciclo Básico Común

Química (05)

2026



Cátedra Di Risio

Guía de Estudio y Ejercitación de Química Universitaria

Andrade, E.	Antonel, S.	Bonaventura, M.	Di Lella, S.
Di Risio, C.	Dos Santos, C.	Galardo, M.N.	González Bardeci, N.
Insinger, K.	Leal Denis, M.F.	Lizarraga, L.	Mañalich, V.
Minaberry, Y.	Sonego, J.M.	Vaccaro, E.	Vázquez, P.

Di Risio, Cecilia

Química (05)-CBC-UBA 2026 : guía de estudio, ejercicios y problemas / Cecilia Di Risio. - 1a edición para el alumno - Ciudad Autónoma de Buenos Aires : C.C.C. Educando, 2026.

86 p. ; 30 x 21 cm.

ISBN 978-987-3665-55-4

I. Química. I. Título.
CDD 546

© Editorial CCC Educando

Av. Warnes 2361/5

(1427) Ciudad Autónoma de Buenos Aires

Con una tirada de 1.000 ejemplares

Se terminó de imprimir en marzo de 2026,

en talleres propios de la editorial en Argentina.

Queda hecho el depósito que previene la ley 11.723

No se permite la reproducción total o parcial de este libro, ni su almacenamiento en un sistema informático, ni su transmisión en cualquier forma o por cualquier medio, electrónico, mecánico, fotocopia u otros métodos, sin el permiso previo del editor.

Programa de Contenidos Mínimos para la Asignatura Química del CBC (Res. CS 4426/16)
Cátedra a cargo de la Prof. Titular Consulta Dra. Cecilia Di Risio

UNIDAD 1: Materia, átomos y moléculas.

Características y estados de la materia. Teoría cinética de la materia: nociones. Cambios de estado. Sistemas materiales: clasificación. Sustancias puras y mezclas.

UNIDAD 2: Estructura atómica.

Composición atómica. Partículas subatómicas: protones, neutrones y electrones. Número atómico y número másico. Isótopos e isóbaros. Unidad de masa atómica. Masa atómica promedio.

Estructura electrónica de los átomos. Modelo de Bohr y modelo orbital. Orbitales atómicos. Niveles y subniveles de energía electrónica. Configuración electrónica. Configuración electrónica externa.

Tabla Periódica de los Elementos. Clasificación de los elementos. Períodos y grupos. Tendencias periódicas en las propiedades de los átomos: radio atómico, electronegatividad y energía de primera ionización.

UNIDAD 3: Enlaces químicos.

Tipos de enlaces químicos: iónico, covalente y metálico. Enlaces covalentes simples, múltiples y coordinados. Estructuras de Lewis. Características del enlace covalente: longitud, energía y polaridad. Concepto de estado de oxidación. Nomenclatura de compuestos inorgánicos sencillos: binarios, ternarios y cuaternarios.

UNIDAD 4: Fuerzas de atracción entre partículas y propiedades físicas de las sustancias.

Estructura tridimensional. Teoría de repulsión entre pares electrónicos de valencia (TRPeV). Geometría molecular. Polaridad de moléculas. Geometría de iones poliatómicos. Fuerzas de atracción entre partículas. Redes cristalinas. Enlaces intermoleculares: London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno. Relación entre la estructura y las propiedades de las sustancias. Punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad.

UNIDAD 5: Magnitudes atómico-moleculares.

Masa atómica y masa molecular. Cantidad de materia. Masa molar y volumen molar. Constante de Avogadro.

UNIDAD 6: Gases.

Variables de estado. Teoría cinética de los gases: nociones. Hipótesis de Avogadro. Ecuación de estado de gases ideales. Mezcla de gases. Presiones parciales. Fracción molar.

UNIDAD 7: Soluciones.

Distintos tipos de soluciones. Solute y solvente. Formas de expresar la concentración de las soluciones: %m/m, %m/V, %V/V, molaridad, molalidad, partes por millón. Soluciones acuosas de compuestos iónicos, disociación, electrolitos. Variación de la concentración por dilución. Mezcla de soluciones.

UNIDAD 8: Reacciones químicas.

Concepto de reacción química. Ecuaciones químicas. Tipos de reacciones. Conservación de la masa: balanceo de ecuaciones químicas. Reacciones con cambio de estados de oxidación (redox): balanceo por el método del ion-electrón. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante. Pureza de reactivos. Rendimiento de reacción.

UNIDAD 9: Cinética química y Equilibrio químico.

Nociones de cinética química. Concentración de reactivos y productos en función del tiempo. Expresiones de la velocidad de reacción. Equilibrio químico. Concepto de equilibrio dinámico. Constante de equilibrio y su significado. Cociente de reacción. Perturbaciones a un sistema en equilibrio. Principio de Le Châtelier.

UNIDAD 10: Ácidos y bases.

Teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Autoionización del agua. Escala de pH. Cálculos de pH de soluciones acuosas de ácidos y de bases fuertes. Equilibrio ácido-base.

CONTENIDOS MÍNIMOS ADICIONALES PARA LA CARRERA DE ODONTOLOGÍA**UNIDAD 11. Compuestos orgánicos.**

Compuestos orgánicos. Hidrocarburos. Alcoholes. Cetonas. Aldehídos. Ácidos carboxílicos. Ésteres. Éteres. Aminas. Amidas. Compuestos halogenados y polifuncionales. Nomenclatura. Isomería plana (estructural) y estereoisomería. Quiralidad.

BIBLIOGRAFÍA

QUÍMICA BÁSICA. C. Di Risio, M. Roverano e I. Vázquez, 6ª ed., Ed. CCC Educando, Buenos Aires, 2018.

QUÍMICA GENERAL. Principios y aplicaciones modernas. R.H. Petrucci, C. Bissonnette, F.G. Herring y J.D. Madura, 10ª Ed., Prentice Hall, 2011.

QUÍMICA. R. Chang y K. Goldsby, 12ª ed., Ed. Mc Graw Hill, 2015.

QUÍMICA. K.W. Whitten, R.D. Davis y M.L. Peck, 10ª ed., Brooks Cole Pub. Co., 2013.

LOS CONTENIDOS DE ESTA GUÍA SE DESARROLLAN SEGÚN EL ORDEN:

Serie 0: Cálculos y unidades

Serie 1: Materia, átomos y moléculas

Serie 2: Estructura atómica y tabla periódica de los elementos

Serie 3: Magnitudes atómico- moleculares

Serie 4: Enlaces químicos

Serie 5: Compuestos inorgánicos

Serie 6: Geometría molecular, interacciones intermoleculares y propiedades de las sustancias

Serie 7: Compuestos orgánicos

Serie 8: Gases

Serie 9: Soluciones

Serie 10: Reacciones químicas

Serie 11: Cinética química

Serie 12: Equilibrio químico

Serie 13: Ácidos y bases

Esta guía de estudio contiene problemas que forman parte del manual de ejercitación o de los exámenes del Programa Olimpiada Argentina de Química (OAQ) de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la Universidad de Buenos Aires. Parte de los docentes de esta Cátedra se desempeñan como miembros del Comité Olímpico y del equipo técnico-pedagógico y/o han sido premiados con Medalla de Oro en las competencias Nacionales e Internacionales. (<https://oaq.exactas.uba.ar/>).

Los autores agradecen al personal docente auxiliar por sus permanentes contribuciones y análisis crítico de este material de trabajo para toda la Cátedra.

Vías de comunicación:

La Cátedra tiene dos vías oficiales de comunicación prioritaria:

- 1. El campus virtual*
- 2. Las clases presenciales*

Cualquier información importante se dará a conocer por estas vías y se considerará a los alumnos notificados.

Eventualmente, cada docente tiene la potestad de contactarse con sus alumnos por vías alternativas pactadas previamente en la primera clase presencial (avisos por mail, designación de delegados, grupos de WhatsApp, etc.).

La Cátedra no se hace eco ni es responsable de contenidos y/o mensajes en las redes provenientes de usuarios no oficiales o no relacionados con la misma.

PRODISUBA:

Los alumnos que presenten alguna condición que requiera acompañamiento y/o adaptaciones de acceso deben comunicarse con PRODISUBA (prodisuba@cbc.uba.ar) y con el coordinador de su comisión, a fin de tomar los recaudos necesarios con tiempo para acompañarlos durante la cursada.

ASISTENCIA A CLASES:

De acuerdo con la Resolución CS N° 3912/15 Art. 13 Inc. 1) a) y 1) b), los estudiantes deben presenciar en su totalidad al menos el 75% de las clases para no ser calificados como "ausente" en las asignaturas del CBC.

AULA VIRTUAL

Usá este código QR para acceder a nuestra aula virtual.

Este código te permite entrar como invitado; podrás acceder a todo el material de estudio.

Una vez matriculado en el aula por el CBC, se habilitarán los foros de consulta y las autoevaluaciones.

En ese momento, el presente QR ya no será de utilidad para el acceso al aula virtual.



SERIE 0: CÁLCULOS Y UNIDADES**PROPÓSITO**

El propósito de estos ejercicios es que los estudiantes reconozcan y repasen las habilidades matemáticas y el manejo de unidades necesarios para resolver las situaciones problemáticas planteadas en la asignatura Química del CBC.

EJERCICIOS**Notación científica**

1) Escribir los números siguientes en notación científica:

- a) 521876
- b) 0,000345
- c) 20333
- d) 0,00188

2) Ordenar en forma creciente los números siguientes:

- a) 188,29
- b) $2,91 \times 10^4$
- c) $7,66 \times 10^{-2}$
- d) 0,0010
- e) 0,955
- f) $5,22 \times 10^{-1}$

3) Escribir los números siguientes con tres cifras significativas:

- a) $5,698 \times 10^1$
- b) 0,00146432
- c) 27530
- d) 94,73
- e) 8961,11

4) Realizar los cálculos siguientes:

- a) $2,85 \times 10^4 + 7,20 \times 10^4$
- b) $6,24 \times 10^{-3} - 7,81 \times 10^{-4}$
- c) $6,02 \times 10^5 \cdot 9,35 \times 10^6$
- d) $5,02 \times 10^4 \cdot 6,22 \times 10^{-3}$
- e) $8,33 \times 10^8 / 5,15 \times 10^3$

Equivalencias y pasaje de unidades

* unidades de masa:

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^6 \text{ mg}$$

* unidades de volumen:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1 \times 10^6 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} = 1 \times 10^6 \text{ mL}$$

5) Expresar las magnitudes siguientes en las unidades que se indican en cada caso:

- a) 458,23 g en miligramos
- b) 0,288 L en decímetros cúbicos
- c) 1862 mg en kilogramos
- d) 324 mL en litros
- e) 155,2 g en kilogramos
- f) 322,18 L en centímetros cúbicos

- g) 8766 cm^3 en metros cúbicos
h) 300 m^3 en decímetros cúbicos
- 6] a) Ordenar en forma creciente: $2,00 \times 10^{-2} \text{ g}$; $2,10 \text{ mg}$; $0,020 \text{ kg}$; $2,00 \text{ g}$
b) Ordenar en forma decreciente: 1500 mL ; $1,050 \text{ cm}^3$; $0,0105 \text{ dm}^3$; $0,150 \text{ L}$
c) Un centímetro (cm) es lo mismo que:
(i) 100 mm ;
(ii) $1,00 \text{ mL}$;
(iii) $0,100 \text{ m}$;
(iv) ninguna de las anteriores.
Ejercicio de Olimpiada Argentina de Química (Nivel Inicial).
- 7] El producto final de la degradación de las purinas en humanos es el ácido úrico. Los rangos de referencia para el ácido úrico en sangre son los siguientes:
Varón adulto: $4,0\text{-}8,5 \text{ mg/dL}$
Mujer adulta: $2,7\text{-}7,3 \text{ mg/dL}$
a) Indicar los rangos de referencia de varón adulto en mg/L y de mujer adulta en $\mu\text{g/mL}$.

Cifras significativas y redondeo de cálculos numéricos

El número de cifras significativas puede definirse como *el número de dígitos necesarios para expresar los resultados de una medición conforme a la precisión medida*. Puesto que toda medida está afectada de cierta imprecisión, el *número de cifras significativas incluye todos los dígitos que son conocidos, más el primero incierto*. Es decir, la última cifra significativa de cualquier magnitud medida siempre tiene alguna incertidumbre. La mínima incertidumbre es ± 1 en el último dígito.

El dígito cero puede ser parte significativa de la medición o usarse simplemente para señalar la coma decimal. *El número de cifras significativas en una medición es independiente del lugar que ocupa la coma decimal*. Como criterio simple para trabajar en la resolución de los problemas numéricos propuestos, utilizaremos *tres cifras significativas para expresar los datos de los enunciados y también el resultado final*.

Cuando el resultado final se obtiene después de una serie de cálculos, es conveniente almacenar los resultados intermedios en la memoria de la calculadora (o escribirlos en hoja borrador con dígitos en exceso) y, una vez alcanzado, redondear el resultado final para expresarlo con tres cifras significativas. En caso contrario, puede ocurrir que los resultados no concuerden con las respuestas que se explicitan para cada ejercicio.

Al momento del redondeo, si el dígito siguiente a la última cifra significativa es mayor de 5 (incluyendo los casos en que sea igual a 5, pero acompañado por algún dígito distinto de cero), el número se redondea al siguiente dígito mayor. Cuando es menor de 5, el número se redondea al valor real de la última cifra significativa. Si el último dígito es 5, el número se redondea al dígito par más cercano.

- 8] Indicar el número de cifras significativas de los números siguientes:
a) $0,312$
b) $80,5$
c) $0,0029$
d) $2,040$
- 9] Expresar los números siguientes con tres cifras significativas:
a) $2,995$
b) $5,250001$
c) $3,245$
d) $7,851$
e) $7,356$
f) $7,550$

10] Redondear el resultado de las operaciones matemáticas siguientes con tres cifras significativas:

a) $1,321 \times 10^5 + 5,278 \times 10^3 + 0,842 \times 10^6$

b) $(22,31 \times 0,1782 \times 0,036107 \times 100) / (1,0456 + 0,250)$

11] Se pesaron dos muestras con dos balanzas diferentes, obteniéndose los siguientes resultados:

(1) 3,529 g; (2) 132 mg.

Calcular la masa total = (1) + (2) y expresar el resultado en g.

Ejercicio de Olimpiada Argentina de Química (Nivel Inicial).

RESPUESTAS SELECCIONADAS

Diferencias dentro de $\pm 3\%$ respecto de las consignadas aquí para resultados numéricos, son posibles y suelen deberse a redondeos prematuros de cálculos intermedios. Ante cualquier duda, consultar al docente del curso y/o del Taller de consultas teórico-prácticas.

- 1] a) $5,21876 \times 10^5$; b) $3,45 \times 10^{-4}$; c) $2,0333 \times 10^4$; d) $1,88 \times 10^{-3}$.
- 2] d) < c) < f) < e) < a) < b).
- 3] a) $5,70 \times 10^3$; b) 0,00146; c) $2,75 \times 10^4$; d) 94,7; e) $8,96 \times 10^3$.
- 4] a) $1,01 \times 10^5$; b) $5,46 \times 10^{-3}$; c) $5,63 \times 10^{12}$; d) 312; e) $1,62 \times 10^5$.
- 5] a) $4,5823 \times 10^5$ mg; b) 0,288 dm³; c) $1,862 \times 10^{-3}$ kg; d) 0,324 L; e) 0,1552 kg; f) $3,2218 \times 10^5$ cm³; g) $8,766 \times 10^{-3}$ m³; h) $3,00 \times 10^5$ dm³.
- 6] a) $2,10 \text{ mg} < 2,00 \times 10^{-2} \text{ g} < 2,00 \text{ g} < 0,020 \text{ kg}$; b) $1500 \text{ mL} > 0,150 \text{ L} > 0,0105 \text{ dm}^3 > 1,050 \text{ cm}^3$; c) (iv).
- 7] a) Varón adulto: 40-85 mg/L; Mujer adulta: 27-73 µg/mL.
- 8] a) 3 cifras significativas; el cero no es significativo. b) 3 cifras significativas; el cero es significativo. c) 2 cifras significativas; los ceros no son significativos. d) 4 cifras significativas; ambos ceros son significativos.
- 9] a) 3,00; b) 5,25; c) 3,24; d) 7,85; e) 7,36; f) 7,55
- 10] a) $9,79 \times 10^5$; b) 11,1
- 11] 3,66 g.

SERIE 1: MATERIA, ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) ¿Qué enuncia la Teoría Cinética de la Materia?
- 2) Defina estados de agregación de la materia y cambios de estado.
- 3) ¿Cuáles son los postulados de la Teoría Atómico-Molecular? Explique los conceptos de átomo y de molécula.
- 4) ¿Qué es un sistema material? ¿Qué son las propiedades intensivas y extensivas del mismo?
- 5) ¿Cómo se define un sistema homogéneo y un sistema heterogéneo? ¿Qué diferencia hay entre una fase y un componente?
- 6) Explique en qué se diferencian las sustancias simples de las sustancias compuestas. ¿Cuál es la diferencia entre una sustancia pura y una solución?
- 7) ¿Qué es la composición centesimal de una mezcla? Defina el porcentaje en masa de un componente en una mezcla.
- 8) ¿Qué se entiende por fórmula empírica (o mínima) y por fórmula molecular?
- 9) ¿Qué es la densidad de un sistema homogéneo?

EJERCICIOS

Estados de agregación de la materia. Cambios de estado

- 1.1] ¿Cuál/es de las afirmaciones siguientes sobre los estados de agregación de la materia es/son correcta/s? Justificar brevemente las afirmaciones correctas y las incorrectas en base a la Teoría Cinética de la Materia:
 - a) "Un sólido cristalino puro puede ser representado como partículas muy cercanas unas de otras, ordenadas regularmente".
 - b) "En un gas las partículas están más separadas entre sí con respecto a las de un líquido o a las de un sólido".
 - c) "Las partículas que constituyen un gas se mueven en forma casi independiente unas de otras y entre ellas hay espacio vacío".
 - d) "Las interacciones entre partículas de una sustancia en estado gaseoso son más intensas que las de dichas partículas en estado líquido".
- 1.2] N_2O y halotano son sustancias volátiles ampliamente utilizadas como anestésicos en humanos. Suelen usarse solos o combinados entre ellos y también con anestésicos endovenosos. Los puntos de fusión y de ebullición normales del N_2O son $-90,8^\circ\text{C}$ y $-88,5^\circ\text{C}$ respectivamente. Los correspondientes al halotano ($\text{C}_2\text{HBrClF}_3$) son -118°C y $50,0^\circ\text{C}$. ¿Cuál/es de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s? Justificar brevemente en todos los casos.
 - a) "A -150°C ambos son sólidos".
 - b) "A $0,00^\circ\text{C}$ ambos son líquidos".
 - c) "A $-40,0^\circ\text{C}$ el halotano es líquido y el N_2O es gaseoso".

Sistemas materiales y sus propiedades. Elementos químicos, fórmulas empírica y molecular

- 1.3] Indicar si las siguientes oraciones mencionan propiedades intensivas (I) o extensivas (E):
 - a) El litio tiene color rojo muy intenso a la llama.
 - b) La temperatura de ebullición del etanol es $78,0^\circ\text{C}$.
 - c) Una taza contiene 250 mL de leche.
 - d) Un cable tiene 5,00 cm de alambre de cobre.

Ejercicio de Olimpiada Argentina de Química (Nivel inicial).
- 1.4] ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Justificar brevemente.
 - a) "Un sistema formado por varias sustancias diferentes siempre tendrá más de una fase".
 - b) "Un sistema formado por dos trozos de hielo en agua tiene un componente y dos fases".
 - c) "Son propiedades intensivas de un sistema: su punto de fusión, su densidad, su punto de ebullición y su volumen".
 - d) "Un sistema formado por dos líquidos es siempre una solución".
 - e) "Una fase tiene iguales propiedades intensivas en toda su extensión".

- 1.5) Utilizando fuentes digitales (Google, Gemini, ChatGTP, etc.) realizar una búsqueda de información y justificar si los siguientes son sistemas homogéneos o heterogéneos: a) aire seco; b) bronce; c) alcohol "de farmacia"; d) agua de mar.
- 1.6) Una pieza de oro cuya masa es de 73,3 g ocupa un volumen de $3,79 \text{ cm}^3$. Calcular su densidad.
- 1.7) En ciertas condiciones de presión y temperatura, una sustancia tiene una densidad de $1,21 \text{ g/cm}^3$. Calcular el volumen que ocuparán 150 g de la misma.
- 1.8) Un estudiante vierte agua líquida en un recipiente graduado hasta la marca de $25,0 \text{ cm}^3$. Si luego el estudiante coloca en el interior del recipiente una barra de hierro cuya masa es 78,7 g, el nivel del agua sube y llega hasta $35,0 \text{ cm}^3$. Indicar a partir de estos datos cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son correcta/s.
- "El sistema final es heterogéneo y tiene dos fases".
 - "El sistema final es heterogéneo y tiene las mismas propiedades intensivas en toda su extensión".
 - "El sistema final está formado por dos componentes".
 - "La densidad del hierro es $7,87 \text{ kg dm}^{-3}$ ".
 - "La densidad del hierro es $7,87 \text{ kg cm}^{-3}$ ".

Los anestésicos generales son un grupo de compuestos químicos muy utilizados en el ámbito de la salud humana y animal durante la realización prácticas invasivas. Se clasifican en intravenosos (tiopental, propofol, ketamina) e inhalatorios (halotano, isoflurano, óxido nitroso). Muchos profesionales pueden administrar un anestésico: odontólogos, enfermeros, obstétricos, médicos, veterinarios. Para familiarizarse con ellos, en las siguientes series trabajaremos con algunos de los compuestos más utilizados en la práctica anestésica moderna.

- 1.9) El sevoflurano ($\text{C}_4\text{H}_7\text{F}_7\text{O}$) es un anestésico inhalatorio líquido a temperatura ambiente, que se vaporiza para su aplicación, cuya $\rho = 1,50 \text{ g cm}^{-3}$. ¿Qué volumen de sevoflurano líquido debe inhalar un paciente si necesita 50,0g de sevoflurano para lograr la sedación?

A partir de estos ejercicios se comienza a utilizar el lenguaje simbólico de la química. Se recomienda consultar la Tabla Periódica de los Elementos que se adjunta al final de esta guía de ejercitación.

- 1.10] Dadas las siguientes sustancias, indicar cuáles de ellas son simples y cuáles son compuestas:
- argón (Ar); b) flúor (F_2); c) dióxido de titanio (TiO_2); d) fósforo (P_4); e) borano (BH_3); f) titanio (Ti); g) fluoruro de potasio (KF); h) óxido de calcio (CaO); i) oxígeno (O_2); j) calcio (Ca).
- 1.11] Dada la lista de compuestos siguiente:
- N_2O_4 , NO, N_2O_5 , NO_2 , HNO_2 , H_2O , H_2O_2 , SO_2 , SO_3 , C_2H_2 , C_2H_4 , C_6H_6 , H_3PO_4 ,
- Indicar cuáles tienen la misma fórmula empírica.
 - Indicar cuáles están formados por tres elementos.
 - Indicar cuál o cuáles forman moléculas tetraatómicas.

- 1.12] Completar la siguiente tabla con los datos faltantes:

F. molecular	F. Empírica	Nºát. / moléc.	Nº de elementos
Br_2O_5			
H_2SO_4			3
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$			
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$			
	HO	4	

Composición de sistemas materiales

- 1.13] En un sistema formado por 1500 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g/cm}^3$) y 120 g de arena, se disuelven 25,0 g de sal. Calcular:
- La composición centesimal del sistema.
 - El %m/m de la sal en la fase líquida.
 - Si se evapora el agua del sistema, ¿cuál será la nueva composición centesimal del mismo?
- 1.14] El mineral llamado calaverita contiene 43,56% de oro. ¿Cuántos kilogramos del mineral tendrían que ser procesados para producir 1,00 kg de oro puro? *Ejercicio de Olimpiada Argentina de Química (Nivel Inicial).*
- 1.15] El acero es una aleación de hierro y carbono con agregado de otros elementos químicos. Se tienen 5,00 kg de acero cuya composición centesimal es: 2,00 % de carbono, 0,0300 % de azufre, 0,0400 % de fósforo y el resto es hierro.
- Calcular la masa de cada componente expresada en gramos.
 - ¿Qué tipo de sistema es esta aleación y cuántas fases y componentes tiene?

EJERCICIOS INTEGRADORES

- 1.16] Clasificar los sistemas siguientes en sustancias simples, sustancias compuestas (o compuestos), mezclas heterogéneas o soluciones:

Sistema	Sustancia simple	Sustancia compuesta	Mezcla heterogénea	Solución
Calcio				
Agua y etanol (30-70)				
Amoníaco (NH_3)				
Latón (Cu-Zn)				

- 1.17] En la primera fase de la inducción anestésica en niños O_2 y N_2O se usan combinados. En un recipiente cerrado se mezclaron 1,00 L de O_2 (g) ($\rho = 1,33 \text{ g/dm}^3$) y 2,00 L de N_2O (g) ($\rho = 1,22 \text{ g/dm}^3$). ¿Cuál o cuáles de las afirmaciones es/son correcta/s?
- El sistema es homogéneo.
 - El sistema está formado por dos sustancias simples.
 - La fórmula molecular de las moléculas presentes en el sistema es N_2O_3 .
 - La mezcla tiene 2 fases.
 - El sistema tiene dos componentes.
 - El sistema tiene más de 50,0 %m/m de N_2O .
 - El sistema tiene menos de 30,0 %m/m de O_2 .
- 1.18] Una solución se encuentra a 20,0 °C y está formada por 140 mL de etanol ($\rho = 0,789 \text{ g/mL}$) y 60,0 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g/mL}$). A dicho sistema se agrega 5,00 g de cobre sólido.
- ¿Qué tipo de sistema final se obtiene?
 - Calcular el %m/m del etanol en el sistema final.
 - Calcular el %m/m de agua en la fase líquida.
- 1.19] Se determinaron algunas propiedades de un trozo de hierro a 1 atm: 1) masa: 40,0 g; 2) color: grisáceo brillante; 3) punto de fusión: 1535 °C; 4) volumen a 25 °C: 5,13 mL; 5) solubilidad en agua a 25 °C: insoluble; 6) conduce la corriente eléctrica.
- Indicar cuáles de las propiedades determinadas son intensivas (I) y cuáles son extensivas (E).
 - Calcular la densidad del hierro a 1,00 atm y 25,0 °C.
- 1.20] Los puntos de fusión y de ebullición normales del bromo (Br_2) son -7,2 °C y 59 °C, respectivamente. Los correspondientes al metanol (CH_3O) son -94 °C y 65 °C. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas?
- "A -100 °C, ambos son líquidos".
 - "A -30 °C, el bromo es sólido y el metanol líquido".
 - "A 70 °C, ambos son gases".

- d) "A $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$, el bromo es líquido y el metanol sólido".
- e) "La fórmula empírica del metanol es CHO ".
- f) "El bromo forma moléculas monoatómicas".

1.21] A una presión de 1,00 atm el punto de fusión del etanol es $-114\text{ }^{\circ}\text{C}$ y el de ebullición es $78,4\text{ }^{\circ}\text{C}$. La densidad del etanol a $20,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ es $0,789\text{ g/cm}^3$, mientras que a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ es $1,51 \times 10^{-3}\text{ g/cm}^3$. Justificar a qué se debe esa diferencia.

PRACTICA ADICIONAL

TE PROPONEMOS QUE VAYAS AL AULA VIRTUAL ESCANEANDO ESTE QR PARA REALIZAR UNA EXPERIENCIA VIRTUAL SENCILLA



- *Clickear icono estado (parte inferior del recuadro)*
- *Observar el neón (Ne), leer en el medidor de temperatura del esquema para los estados gaseoso, líquido y sólido. Anotar las lecturas.*
- *Repetir lo anterior con el agua H_2O , anotar las lecturas.*
- *Podés intercambiar ideas con tus docentes compartiendo lo observado.*
- *Clickear en icono cambio de fase.*
- *Observar los diagramas de fase (gráfico presión vs temperatura) para las sustancias propuestas.*
- *Ya habrás observado que el agua es un poco diferente... investigá la causa, consultá con tus docentes.*

- 1.22] En ciertas condiciones de presión y temperatura, la densidad del CCl_4 es $1,59\text{ g mL}^{-1}$. Calcular la masa de $28,5\text{ cm}^3$ de esta sustancia.
- 1.23] La densidad del hierro tiene un valor de 7860 kg m^{-3} ; la del cobre, $8,92\text{ g/cm}^3$ y la del aluminio, 2700 g dm^{-3} . Ordenar en forma creciente las densidades de estos tres metales.
- 1.24] Dados los sistemas siguientes, indicar si son homogéneos o heterogéneos así como el número de fases en caso de ser heterogéneos:
a) aceite de cocina y agua; b) aleación de cobre y cinc; c) soda; d) kerosene; e) sal disuelta en agua; f) talco en agua.
- 1.25] ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas?
a) "Un sistema es homogéneo si está formado por una única sustancia".
b) "Un sistema es homogéneo si está formado por una única fase".
c) "Un sistema constituido por dos o más fases es heterogéneo".
d) "Un sistema es homogéneo cuando sus propiedades extensivas son las mismas en cualquier porción del volumen que ocupa".
e) "Un sistema es homogéneo cuando sus propiedades intensivas son las mismas en cualquier porción del volumen que ocupa".
- 1.26] Se mezclan $30,0\text{ g}$ de cloruro de sodio (NaCl) con $50,0\text{ mL}$ de agua (H_2O) ($\rho\text{ H}_2\text{O} = 1,00\text{ g/mL}$). En el sistema final parte del cloruro de sodio queda sin disolverse. Indicar cuál o cuáles de las opciones es/son correcta/s: a) El sistema final tiene una fase; b) Los componentes del sistema son sustancias compuestas; c) El sistema tiene iguales valores para sus propiedades intensivas en toda su extensión; d) el sistema contiene $42,5\text{ \% m/m}$ de NaCl . *Ejercicio de examen de la Cátedra.*

SERIE 1

- 1.27] Un adulto necesita en promedio 1,70 mg de riboflavina (vitamina B2) al día. ¿Qué masa de queso (en kg) debería consumir en un día si el queso tuviese $5,5 \times 10^{-6}$ g de vitamina B2 por gramo de queso? *Ejercicio de Olimpiada Argentina de Química (Nivel inicial).*

- 1.28] Completar la siguiente tabla con los datos faltantes:

F. molecular	F. Empírica	Nºát. / moléc.	Nº de elementos
AsI_3			
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$			3
	CH_2O	8	
C_6H_6			

- 1.29] Una sustancia tiene un punto de fusión de $-97,0^\circ\text{C}$ e hierve a $55,0^\circ\text{C}$ a una presión de 1,00 atm. Dadas las siguientes afirmaciones, indicar cuál o cuáles es/son correcta/s. Justificar en cada caso brevemente.
- En el intervalo de temperaturas de $-50,0^\circ\text{C}$ a $0,00^\circ\text{C}$ la sustancia se encuentra sólida a $p = 1$ atm.
 - En el intervalo de temperaturas de $0,00^\circ\text{C}$ a 100°C la sustancia se encuentra líquida a $p = 1$ atm.
 - Para que la sustancia permanezca sólida debe almacenarse a temperaturas menores a $-97,0^\circ\text{C}$ a $p = 1$ atm.
 - Esta sustancia tiene un punto de ebullición de $55,0^\circ\text{C}$ independientemente de la presión.

- 1.30] Clasificar los sistemas siguientes en sustancias simples, sustancias compuestas (o compuestos), mezclas heterogéneas o soluciones:

Sistema	Sustancia simple	Sustancia compuesta	Mezcla heterogénea	Solución
Ozono (O_3)				
Azúcar disuelta en agua				
Sal de mesa				
KCl				
Nafta				

- 1.31] A presión de 1 atmósfera el punto de fusión del yodo (I_2) es 114°C y el de ebullición: 184°C . Indicar cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones es/son correcta/s: a) a presión de 1 atmósfera el yodo se encuentra en estado sólido a $20,0^\circ\text{C}$ y en estado líquido a 120°C ; b) el punto de fusión es una propiedad extensiva; c) el yodo es una sustancia binaria; d) el I_2 es una sustancia compuesta.
- 1.32] Un recipiente contiene 20,0 g de cloruro de sodio (NaCl) disueltos en 200 g de agua y dos cubos de hielo flotando de 15,0 g cada uno. Indicar cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son correcta/s: (a) El sistema está formado por tres componentes, (b) La fase líquida es una solución, (c) El porcentaje de agua en el sistema es 82,0 %m/m, (d) Las propiedades intensivas son las mismas en cualquier porción del sistema.
- 1.33] Indicar la afirmación incorrecta y justificar en no más de media página consultando al docente su respuesta: a) El TiO_2 es una sustancia compuesta. b) Un sistema homogéneo siempre tiene una fase y un componente. c) Una sustancia siempre presenta menor densidad en estado gaseoso que sólido. d) Un compuesto con fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ tiene como fórmula empírica (o mínima) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. *Problema de examen de la Cátedra.*

RESPUESTAS SELECCIONADAS

- 1.1] Correctas: las afirmaciones a, b, c.
- 1.2] Correctas: a y c.
- 1.3] a) Intensiva; b) Intensiva; c) Extensiva; d) Extensiva.
- 1.4] Correctas b y c.
- 1.5] Búsqueda, consultar con los docentes.
- 1.6] $19,3 \text{ g/cm}^3$.
- 1.7] 124 cm^3 .
- 1.8] Correctos a, c y d.

- 1.9] 33,3 mL.
 1.10] Simples: a, b, d, f, i, j. Las demás son compuestas.
 1.11] a) NO_2 y N_2O_4 ; C_2H_2 y C_6H_6 b) HNO_2 y H_3PO_4 ; c) HNO_2 , H_2O_2 , SO_3 y C_2H_2 .
 1.12]

F. molecular	F. Empírica	Nºát. / moléc.	Nº de elementos
Br_2O_3	Br_2O_3	7	2
H_2SO_4	H_2SO_4	7	3
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	45	3
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	CH_2O	24	3
H_2O_2	HO	4	2

- 1.13] a) agua 91,2 % arena 7,29 % sal 1,52 % b) 1,64 % c) arena 82,8 % sal 17,2 %.
 1.14] 2,30 kg.
 1.15] 100 g de carbono, 1,50 g de azufre, 2,00 g de fósforo, $4,90 \times 10^3$ g de hierro; sistema homogéneo, la única fase está compuesta por 4 sustancias puras simples.
 1.16]

Sistema	Sustancia simple	Sustancia compuesta	Mezcla heterogénea	Solución
Calcio	x			
Agua y etanol (30-70)				
Amoníaco (NH_3)		x		x
Latón (Cu-Zn)				x

- 1.17] Correctas a, e, f.
 1.18] a) heterogéneo b) 62,9 % c) 35,3 %.
 1.19] intensivas: color, temperatura de fusión, solubilidad en agua, conducción de la electricidad, densidad 7,80 g/mL.
 1.20] Correctas b y c.
 1.21] Consultar en clase con sus docentes.
 1.22] 45,3 g.
 1.23] Al, Fe, Cu (es el orden creciente de densidades).
 1.24] a) heterogéneo 2 fases, b) homogéneo, c) heterogéneo 2 fases, d) homogéneo, e) homogéneo, f) heterogéneo, 2 fases.
 1.25] Son correctas b, c y e.
 1.26] b es correcta.
 1.27] 0,309 kg.
 1.28]

F. molecular	F. empírica	Nºát. / moléc.	Nº de elementos
AsH_3	AsH_3	4	2
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	9	3
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	CH_2O	8	3
C_6H_6	CH	12	2

- 1.29] c es correcta.
 1.30]

Sistema	Sustancia simple	Sustancia compuesta	Mezcla heterogénea	Solución
Ozono (O_3)	x			
Azúcar disuelta en agua				x
KCl		x		
Sal de mesa		x		
Nafta				x

- 1.31] a es correcta.
 1.32] b es correcta.
 1.33] b es incorrecta.

SERIE 2: ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Estructura del átomo, simbología, isótopos e isóbaros

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) Indicar cuáles son las partículas subatómicas fundamentales, su carga y su masa. ¿Cómo están distribuidas en un átomo?
- 2) ¿Cuál es la relación aproximada entre el tamaño del núcleo y el tamaño del átomo? ¿Cómo es la densidad del núcleo comparada con la densidad del átomo?
- 3) ¿Cuál es la unidad que suele utilizarse para expresar la masa atómica (m_a)? Indicar su equivalencia en gramos y en kilogramos.
- 4) Definir número atómico, número másico y nucleído. Indicar cómo se simboliza un determinado nucleído conociendo su número atómico y su número másico.
- 5) ¿Cuándo dos o más nucleídos son isótopos entre sí? ¿Cuándo son isóbaros?
- 6) Indicar cómo se calcula la masa promedio de los átomos de un elemento.

EJERCICIOS

- 2.1] Indicar el número de cada una de las partículas subatómicas presentes en los nucleídos siguientes:
a) $^{85}_{35}\text{Br}$; b) $^{238}_{92}\text{U}$; c) $^{35}_{17}\text{Cl}$; d) $^{14}_6\text{C}$.
- 2.2] Completar la siguiente tabla correspondiente al ejercicio 8 del Capítulo 2 del texto Química Básica (6ª Ed.).

Especie	Z	nº de protones	nº de neutrones	A
$^{12}_6\text{C}$			8	
$^{60}_{27}\text{Co}$				
$^{35}_{17}\text{Cl}$				35
	20		20	
$^{20}_{10}\text{Ne}$			10	
		19		40

- 2.3] Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas, justificando en cada caso la respuesta:
(a) Los isótopos son átomos que tienen igual número de neutrones.
(b) Si dos átomos tienen igual número másico son isótopos.
(c) $^{12}_6\text{C}$ y $^{14}_6\text{C}$ son isótopos.
(d) Un par de isótopos tienen igual número másico, pero distinto número atómico.
Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química (Nivel inicial).
- 2.4] a) Indicar para los dos isótopos principales del neón (Figura 2.2 del texto Química Básica (6ª Ed.)): el número de protones, el número de neutrones, y el símbolo químico del nucleído correspondiente.
b) Los isótopos estables del elemento cromo son los de número másico 52, 53 y 54. Dibujar a partir de esta información un esquema similar al de la figura citada anteriormente.
- 2.5] Dados los nucleídos siguientes: $^{42}_{20}\text{Z}$, $^{59}_{26}\text{Q}$, $^{40}_{20}\text{M}$, $^{41}_{19}\text{L}$, $^{59}_{27}\text{R}$, $^{38}_{18}\text{A}$, $^{39}_{19}\text{E}$, $^{60}_{27}\text{G}$, $^{40}_{18}\text{X}$ y $^{37}_{17}\text{T}$:
a) Identificarlos con sus símbolos químicos.
b) Indicar cuáles son isótopos entre sí.
c) Indicar cuáles son isóbaros entre sí.
- 2.6] El cloro que se encuentra en la naturaleza consiste en dos isótopos: $^{35}_{17}\text{Cl}$ y $^{37}_{17}\text{Cl}$. Buscar en la tabla periódica la masa atómica de este elemento, y deducir cuál de los dos isótopos es más abundante.

- 2.7] Los isótopos estables del elemento boro son ^{10}B y ^{11}B . El primero tiene $m_a = 10,01$ u y su abundancia en la naturaleza es 19,90 %. El segundo tiene $m_a = 11,01$ u y su abundancia en la naturaleza es 80,10 %. Calcular la masa atómica promedio del elemento boro expresada en unidades de masa atómica.
- 2.8] El ^{209}Bi es el átomo estable de mayor masa que puede encontrarse en la naturaleza. Proponer dos nucleidos que puedan ser sus isóbaros, indicando las partículas elementales que componen su núcleo y representando su símbolo.

Cationes y aniones

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) Indicar qué es un ion. ¿Cómo se denominan en base a su carga?
- 2) Representar genéricamente la ecuación de obtención de un anión monovalente y un catión divalente a partir del átomo neutro correspondiente.
- 3) ¿Cuándo dos especies son isoelectrónicas entre sí?

EJERCICIOS

- 2.9] Escribir ecuaciones que representen la obtención de los aniones siguientes a partir de los átomos correspondientes: a) $^{85}_{35}\text{Br}^-$; b) $^{32}_{16}\text{S}^{2-}$; a) $^{80}_{34}\text{Se}^{2-}$; c) $^{14}_7\text{N}^{3-}$. Indicar para cada nucleido su número de protones y su número de electrones.
- 2.10] Escribir ecuaciones que representen la obtención de los cationes siguientes a partir de los átomos correspondientes: a) $^{57}_{26}\text{Fe}^{3+}$; b) $^{57}_{26}\text{Fe}^{2+}$; c) $^{23}_{11}\text{Na}^+$. Indicar para cada nucleido su número de protones y su número de electrones.
- 2.11] ¿Cómo se representa simbólicamente a una especie X que contiene 10 electrones, 7 protones y 8 neutrones? ¿Y a una especie R que contiene 10 electrones, 13 protones y 14 neutrones? Identificar a X y a R con sus símbolos químicos.
- 2.12] (a) ¿En cuál de las siguientes parejas ambos iones tienen el mismo número de electrones que el Ar? F^- , O^{2-} ; (b) Cl^- , Al^{3+} ; (c) Cl^- , P^{3-} ; (d) K^+ , S^{2-} . (b) Si tenemos las especies Ni^{2+} , Br^- , Cu^+ , Sr^{2+} y Sr, ¿cuáles son isoelectrónicas? Indicar la/las opción/es correcta/s: a) Cu^+ y Ni^{2+} ; b) Br^- y Sr^{2+} ; c) Sr y Sr^{2+} ; d) Sr y Br^- ; e) Cu^+ y Sr^{2+} . *Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química (Nivel inicial).*

Configuraciones electrónicas

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) Describir el modelo de Bohr y el modelo orbital. ¿Qué son los números cuánticos?
- 2) ¿A qué se llama nivel electrónico en el marco del modelo orbital?
- 3) ¿Qué son los orbitales atómicos? ¿Cómo se simbolizan? ¿Cuál es el número máximo de electrones en cada uno de ellos?
- 4) ¿Cuál es el orden creciente de energía orbital en un átomo polielectrónico? ¿A qué se denomina "regla de las diagonales"?
- 5) Indicar qué se entiende por configuración electrónica (CE) y por configuración electrónica externa (CEE) de un átomo.
- 6) Indicar cuál es la relación entre la configuración electrónica y la ubicación de un elemento en la Tabla Periódica.

EJERCICIOS

Todas las configuraciones electrónicas a las que alude esta guía corresponden a los estados fundamentales o basales de las especies involucradas, es decir, al estado de menor energía.

- 2.13] Escribir la configuración electrónica (CE) de los átomos de los elementos siguientes, en forma detallada y en notación abreviada de gas noble: a) sodio; b) magnesio; c) fósforo.

Ejemplo: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^1 = [\text{Ne}](3s)^1$, ya que $(1s)^2(2s)^2(2p)^6$ es la CE del neón

- 2.14] Escribir la configuración electrónica externa (CEE) de los átomos siguientes:
a) manganeso; b) calcio; c) azufre.
- 2.15] Identificar con sus símbolos químicos a los elementos cuyos átomos tienen las configuraciones electrónicas siguientes:
a) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^4$;
b) $[\text{Ar}](3d)^{10}(4s)^2$;
c) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^1$;
d) $[\text{Xe}](6s)^1$.
- 2.16] Escribir la CEE del ion Al^{3+} . ¿Qué ion del oxígeno tiene la misma CEE?
- 2.17] La CEE de un átomo es $4s^2 4p^5$. Indicar cuál/cuáles de las siguientes afirmaciones es/son correctas respecto al último nivel electrónico de ese átomo: a) tiene 7 electrones y todos tienen la misma energía; b) tiene 5 electrones y todos tienen la misma energía; c) tiene 7 electrones, agrupados con 2 de una dada energía y otros 5 de otra dada energía; d) tiene 5 electrones y todos ellos tienen la misma energía; e) tiene 2 electrones y todos ellos tienen la misma energía.

Tabla periódica de los elementos

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) Identificar toda la información que se puede obtener en un casillero (correspondiente a un elemento) de la Tabla Periódica. ¿Qué masa atómica se informa? ¿Cómo suelen presentarse las configuraciones electrónicas?
- 2) ¿Qué es un grupo y qué es un periodo en la Tabla Periódica? ¿Cuántos grupos y cuántos periodos hay en la Tabla Periódica?
- 3) ¿Cuáles son los grupos denominados *principales*?
- 4) Identificar a los elementos pertenecientes a los grupos de los metales alcalinos, de los metales alcalinotérreos, del grupo del nitrógeno (pnictógenos), de los calcógenos, de los halógenos y de los gases nobles.
- 5) Definir *carga nuclear efectiva* y describir cualitativamente cómo varía a lo largo de un periodo y a lo largo de un grupo.
- 6) Definir energía de primera ionización.
- 7) ¿Qué se entiende por radio atómico? Averiguar métodos para su determinación.
- 8) ¿Por qué la energía de primera ionización y el radio atómico son, entre muchas otras, propiedades periódicas de los átomos de los elementos? Describir sus variaciones generales a lo largo de un periodo y a lo largo de un grupo.

EJERCICIOS

- 2.18] Indicar si los elementos cuyo Z es: a) 20; b) 34; c) 46; d) 53; e) 78; f) 86; g) 94, son metales alcalinos, metales alcalinotérreos, no metales, gases nobles, metales de transición o elementos de transición interna.
- 2.19] Dados los elementos boro, carbono y aluminio,
a) ¿Cuál tiene mayor radio atómico?

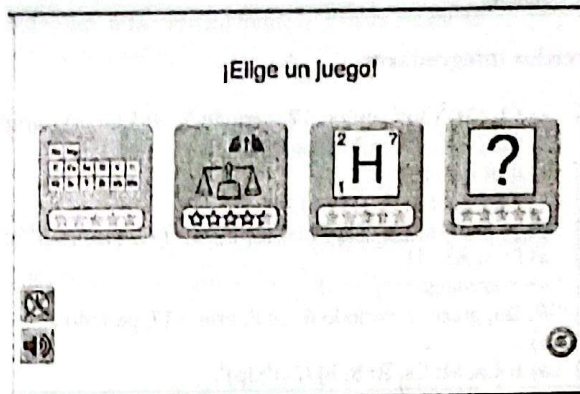
- b) Ordenarlos por energía de primera ionización creciente.
c) ¿Cuál tiene mayor tendencia a formar cationes?

2.20] Dado los elementos oxígeno, silicio, flúor y cloro, indicar cuál es el que tiene mayor radio atómico. Justificar.
Problema de examen de la Cátedra - 2024.

Ejercicios Integradores

- 2.21] Identificar con su símbolo químico, escribir su CEE e indicar a cuáles grupo y período pertenecen los elementos siguientes: a) el segundo halógeno; b) el primer metal alcalino; c) el cuarto gas noble; d) el tercer metal alcalinotérreo.
- 2.22] Indicar si las afirmaciones siguientes son correctas (C) o incorrectas (I):
a) "Cuando un átomo de sodio ($Z=11$, $A=23$) pierde un electrón se transforma en el ion $^{22}_{11}\text{Na}^+$ ".
b) "Los nucleidos $^{39}_{19}\text{X}$ y $^{39}_{18}\text{Z}$ son isótopos porque tienen igual número másico".
c) "Cuando el nucleido $^{16}_8\text{O}$ gana 2 electrones se transforma en $^{16}_8\text{O}^{2-}$ ".
d) "Los nucleidos $^{107}_{47}\text{M}$ y $^{109}_{47}\text{M}$ son isótopos porque tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones".
- 2.23] Dados los elementos Na, Rb, Mg, Al, Si, S, Cl y P, seleccionar los siguientes: 1) el no metal que forma aniones monovalentes, 2) aquel cuyo catión más común es trivalente, 3) aquel cuyos átomos tienen CEE = $(3s)^2(3p)^4$, 4) aquel cuyo anión más común es trivalente, 5) el metal cuyo ion divalente es isoelectrónico con el neón.
- 2.24] La CEE de los átomos del elemento X es $(5s)^2(5p)^3$. Indicar cuántos protones tiene X, identificarlo con su símbolo químico y escribir su CE en forma detallada y en notación abreviada de gas noble.
- 2.25] El anión trivalente de X tiene la CE $[\text{Ne}](3s)^2(3p)^6$.
a) Identificar al elemento X con su símbolo químico.
b) Si un átomo de X tiene 16 neutrones, ¿cuál es su número másico?
- 2.26] El elemento T forma un anión monovalente isoelectrónico con el cuarto gas noble. Calcular el número de neutrones presentes en el nucleido de T cuyo número másico es 81. *Problema de examen de la Cátedra - 2023.*
- 2.27] Identificar a los elementos R y Q indicando su grupo y período, sabiendo que el catión divalente de R tiene 54 electrones y la CEE del anión monovalente de Q es $(2s)^2(2p)^6$.
- 2.28] Dados los elementos X (segundo gas noble), T (su anión monovalente tiene 18 electrones) y M (la CEE de su catión trivalente es $(2s)^3(2p)^6$), indicar cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones es/son correcta/s.
a) "T es un halógeno".
b) "X y M son isoelectrónicos".
- 2.29] El ion J^{2+} es isoelectrónico con el tercer gas noble. El elemento M es el quinto metal alcalino. El anión divalente de R es isoelectrónico con el argón.
a) Identificar a los elementos J, M y R con sus símbolos químicos.
b) Escribir la CEE de los átomos de R.
- 2.30] Los elementos Q y R tienen las siguientes CEE: Q $(5s)^1$ y R $(4s)^2(4p)^5$.
a) Identificar a Q y a R con sus símbolos químicos.
b) ¿Cuál tiene mayor energía de primera ionización?
c) ¿Cuál tiene mayor radio atómico?
d) ¿Cuál tiene mayor tendencia a formar aniones?

TE PROPONEMOS QUE VAYAS AL AULA VIRTUAL O EN TU NAVEGADOR CLICKEÁ:



Vamos a trabajar en modo Juego (tercer icono).

Te proponemos explorar las 4 modalidades de esta aplicación como aparece en esta imagen.

RESPUESTAS SELECCIONADAS

Estructura del átomo, simbología, isótopos e isóbaros

- 2.1] a) 35 p, 50 n y 35 e; b) 92 p, 146 n y 92 e; c) 17 p, 18 n y 17 e; d) 6 p, 8 n y 6 e.
 2.2] Respuesta en texto Química Básica (6ª. Ed.).
 2.3] (a) incorrecta; (b) incorrecta; (c) correcta; (d) incorrecta.
 2.4] $^{20}_{10}\text{Ne}$: 10 protones, 10 neutrones; $^{22}_{10}\text{Ne}$: 10 protones, 12 neutrones.
 2.5] a) $^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{59}_{28}\text{Ni}$; $^{40}_{20}\text{Ca}$; $^{41}_{19}\text{K}$; $^{59}_{27}\text{Co}$; $^{38}_{18}\text{Ar}$; $^{39}_{19}\text{K}$; $^{60}_{27}\text{Co}$; $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{37}_{17}\text{Cl}$. b) $^{42}_{20}\text{Ca}$ y $^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{41}_{19}\text{K}$ y $^{39}_{19}\text{K}$, $^{38}_{18}\text{Ar}$ y $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{59}_{27}\text{Co}$ y $^{60}_{27}\text{Co}$. c) $^{40}_{20}\text{Ca}$ y $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{59}_{28}\text{Ni}$ y $^{59}_{27}\text{Co}$.
 2.6] $m_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$; $^{35}_{17}\text{Cl}$.
 2.7] 10,81 u.
 2.8] Por ejemplo, $^{209}_{84}\text{Po}$ y $^{209}_{85}\text{At}$.

Cationes y aniones

- 2.9] a) $^{85}_{35}\text{Br} + e^- \rightarrow ^{85}_{35}\text{Br}^-$; b) $^{32}_{16}\text{S} + 2 e^- \rightarrow ^{32}_{16}\text{S}^{2-}$; c) $^{80}_{34}\text{Se} + 2 e^- \rightarrow ^{80}_{34}\text{Se}^{2-}$; d) $^{14}_7\text{N} + 3 e^- \rightarrow ^{14}_7\text{N}^{3-}$.
 2.10] a) $^{57}_{26}\text{Fe} \rightarrow ^{57}_{26}\text{Fe}^{3+} + 3 e^-$; b) $^{57}_{26}\text{Fe} \rightarrow ^{57}_{26}\text{Fe}^{2+} + 2 e^-$; c) $^{23}_{11}\text{Na} \rightarrow ^{23}_{11}\text{Na}^+ + e^-$.
 2.11] Será $^{15}_7\text{X}^{3-}$ y X = N (nitrógeno); $^{27}_{13}\text{R}^{3+}$ y R = Al (aluminio).
 2.12] b), c) y d).

Configuraciones electrónicas

- 2.13] a) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^1$, $[\text{Ne}](3s)^1$;
 b) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2$, $[\text{Ne}](3s)^2$;
 c) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^1$, $[\text{Ne}](3s)^2(3p)^1$.
 2.14] a) $(3d)^5(4s)^2$; b) $(4s)^2$; c) $(3s)^2(3p)^4$.
 2.15] a) S; b) Zn; c) K; d) Cs.
 2.16] $(2s)^2(2p)^6$. El ion O^{2-} .
 2.17] c).

Tabla periódica de los elementos

- 2.18] a) metal alcalinotérreo; b) no metal; c) metal de transición; d) no metal; e) metal de transición; f) gas noble; g) elemento de transición interna.
2.19] a) Al; b) $Al < B < C$; c) Al.
2.20] Silicio.

Ejercicios integradores

- 2.21] a) Cl, $(3s)^2(3p)^5$, grupo 17, período 3; b) Li, $(2s)^1$, grupo 1, período 2; c) Kr, $(4s)^2(4p)^6$, grupo 18, período 4; d) Ca, $(4s)^2$, grupo 2, período 4.
2.22] a) I; b) I; c) C; d) C.
2.23] 1) Cl; 2) Al; 3) S; 4) P; 5) Mg.
2.24] 51 p; Sb; $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^{10}(4s)^2(4p)^6(4d)^{10}(5s)^2(5p)^3$; $[Kr](4d)^{10}(5s)^2(5p)^3$.
2.25] a) P; b) $A = 31$.
2.26] 46 neutrones.
2.27] R: Ba, grupo 2, período 6; Q: F, grupo 17, período 2.
2.28] a).
2.29] a) J: Ca, M: Cs, R: S; b) $(3s)^2(3p)^4$.
2.30] a) $A = Rb$, $R = Br$; b) Br; c) Rb; d) Br.

SERIE 3: MAGNITUDES ATÓMICO-MOLECULARES

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) ¿Cuál es la unidad de cantidad de sustancia (n)? ¿Cómo se define?
- 2) ¿Qué son el número de Avogadro y la constante de Avogadro (N_A)?
- 3) Explique las diferencias entre masa atómica, masa molecular, masa unidad fórmula y masa molar M .
- 4) Definir la masa molar (M) y el volumen molar (V_m) de una sustancia.

EJERCICIOS

Sobre elementos

$$n = m/M = N/N_A = V/V_m$$

- 3.1] Por definición, la masa de un átomo del nucleído ^{12}C es 12,00 u ($1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$). Calcular:
 - a) su masa atómica en gramos;
 - b) el número de átomos que hay en 12,00 g de ^{12}C .
- 3.2] El magnesio es un mineral esencial que participa en diversas reacciones bioquímicas en el cuerpo humano. Calcular:
 - a) la masa de 0,500 mol de átomos de magnesio;
 - b) número de átomos de magnesio en dicha cantidad.
- 3.3] El calcio es el metal más abundante en nuestro organismo. Calcular:
 - a) la masa de un átomo de calcio, expresada en gramos;
 - b) la masa de mil átomos, expresada en gramos. ¿Sería posible "pesar" este número de átomos en una balanza cuya incertidumbre es de 0,1 mg?
- 3.4] Una dosis de 400 mg de talio puede ser letal para una persona adulta. Calcular para dicha masa:
 - a) el número de átomos de talio;
 - b) la cantidad de átomos de talio, expresada en milimoles.
- 3.5] Calcular:
 - a) la cantidad de átomos de Zn en una muestra de 41,5 g de cinc metálico;
 - b) la masa de una muestra de fósforo que contiene el mismo número de átomos que 78,2 g de potasio.
- 3.6] Ordenar, según el criterio de masa creciente: (a) 0,100 mol de potasio (K); (b) $3,01 \times 10^{23}$ átomos de arsénico (As); (c) 0,150 g de sodio (Na); (d) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de silicio (Si).
Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química (Nivel Inicial).
- 3.7] El número de átomos en 40,5 g de un metal puro es $9,03 \times 10^{23}$.
 - a) Identificar al metal con su símbolo químico.
 - b) Calcular la masa de 3,50 mol de dicho metal.
- 3.8] Una muestra contiene un total de $8,90 \times 10^{21}$ átomos, 53% de los cuales son átomos de hierro (Fe), 20% átomos de estaño (Sn) y 27% átomos de níquel (Ni). Determinar la masa total de dicha muestra.
Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química (Nivel Inicial).
- 3.9] El calcio es el metal más abundante en nuestro organismo (aproximadamente 1,40 % de la masa corporal), fundamental para la estructura de huesos y dientes. La leche fresca es una de las principales fuentes de calcio. Un litro de leche aporta aproximadamente 1,25 g de calcio. Siendo la dosis diaria recomendada para un adulto sano 1000 mg. Calcular:
 - a) la masa (expresada en mg) y cantidad de calcio (expresada en milimol) que aporta un vaso de leche de 200 mL.
 - b) Número de átomos necesarios para cubrir las necesidades de un adulto por día.

Química básica, sexta edición. Di Rísio y otros, pág. 285

Sobre compuestos

- 3.10] Determinar la masa molar (M) de las siguientes sustancias:
 a) agua (H_2O); b) nitrato de amonio (NH_4NO_3); c) urea ($(NH_2)_2CO$); d) dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$); e) fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$). *Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química (Nivel inicial).*
- 3.11] Calcular:
 a) la masa molecular del agua expresada en unidades de masa atómica;
 b) la masa, en gramos, de una molécula de agua;
 c) la masa, en gramos, de $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua;
 d) el número de moléculas de agua que hay en una gota, si una gota de agua tiene una masa de 50,0 mg.
- 3.12] La fórmula molecular de la sacarosa (azúcar común) es $C_{12}H_{22}O_{11}$. Calcular:
 a) la masa de una molécula de azúcar expresada en unidades de masa atómica;
 b) la masa de una molécula de azúcar expresada en gramos;
 c) el número de moléculas presentes en 1,00 kg de azúcar.
- 3.13] a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en una muestra de 42,0 g de dicromato de amonio, $(NH_4)_2Cr_2O_7$?
 b) Una muestra de dicromato de amonio contiene $8,03 \times 10^{23}$ átomos de nitrógeno, ¿cuántos gramos de hidrógeno contiene la muestra?
 c) Determinar la masa de $KClO_3$ que contiene 80,0 g de oxígeno.
Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química (Nivel inicial).
- 3.14] El paracetamol es una sustancia usada como analgésico. Se comercializa en pastillas que contienen 500 mg de este principio activo. La masa de una molécula de paracetamol es $2,51 \times 10^{-22}$ g.
 a) Calcular su masa molar.
 b) ¿Cuál de las siguientes fórmulas podría corresponder a este compuesto?:
 1) $C_{13}H_{18}O_2$; 2) $C_8H_9NO_2$; 3) $C_9H_8O_4$.
 c) Calcular la cantidad de paracetamol, expresada en milimoles, contenida en una pastilla.
- 3.15] El nitrato de amonio (NH_4NO_3) se utiliza como fertilizante, dado que aporta el nitrógeno necesario para el suelo. La dosis mínima de nitrógeno en un suelo apto para cultivo es de 15,0 kg por cada hectárea. Calcular:
 a) la masa, en kilogramos, de este fertilizante que se requiere utilizar, como mínimo, para un campo de 1 hectárea;
 b) la masa de nitrógeno en 1,00 kg de este fertilizante;
 c) el número de átomos de oxígeno en 1,00 kg del fertilizante;
 d) la cantidad de átomos de hidrógeno presente en la misma masa del ítem anterior.
- 3.16] Indicar cuál de estas muestras tiene mayor número de átomos de oxígeno:
 a) 0,500 mol de CO_2 ;
 b) 32,4 g de H_2O ;
 c) $1,81 \times 10^{23}$ moléculas O_3 ;
 d) 500 mmol de CO .
 Justifique con los cálculos correspondientes en no más de media página y consulte a su docente que sea correcta su argumentación. *Ejercicio de examen de la Cátedra.*
- 3.17] Justificar si la afirmación siguiente es correcta (C) o incorrecta (I): "Si un óxido de nitrógeno tiene 63,6 % m/m de N, la fórmula empírica será N_2O ".
- 3.18] Para cada afirmación siguiente, indicar si es correcta (C) o incorrecta (I). Justificando su elección.
 "Cantidades iguales de los compuestos CH_3OCH_3 (I) y CH_3CH_2OH (I) tienen: ..."
 a) "...distinto porcentaje en masa de oxígeno".
 b) "...igual masa".

- c) "...igual número de átomos de hidrógeno".
 3.19] Indicar cuál de las opciones completa correctamente la afirmación siguiente, justificando su elección:

"En 150 g de K_2SO_4 hay..."

a) 0,860 mol de iones potasio"

b) 64,0 g de oxígeno"

c) $5,18 \cdot 10^{23}$ aniones sulfato"

d) 78,2 g de iones potasio"

Ejercicio de examen de la Cátedra.

Volumen y volumen molar

Considerar que en todos los casos se trabaja a 1,00 atm y 25 °C, a menos que se indique lo contrario.

La densidad relaciona masa y volumen y por lo tanto Masa Molar con Volumen Molar

$$\rho(p, T) = m/V = M/V_m$$

- 3.20] Calcular los volúmenes molares de las sustancias siguientes:
 a) oxígeno, $O_2(g)$, $\rho = 1,31 \text{ g/dm}^3$;
 b) etanol, $C_2H_5O(l)$, $\rho = 0,789 \text{ g/cm}^3$;
 c) cobre, $Cu(s)$, $\rho = 8,96 \text{ g/cm}^3$.
- 3.21] En 150 cm^3 de una sustancia líquida pura, hay 2,50 mol de moléculas. Calcular:
 a) el número de moléculas presentes;
 b) el volumen molar del líquido en esas condiciones.
- 3.22] Una masa de 92,0 g de etanol ($C_2H_5O(l)$) ocupa un volumen de 117 cm^3 . Calcular el volumen molar del etanol en dichas condiciones.
- 3.23] El volumen molar del ciclohexano líquido (C_6H_{12}) es $108 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Calcular la masa de 100 cm^3 de ciclohexano en esas condiciones.
- 3.24] La densidad de la acetona líquida (C_3H_6O) es $0,792 \text{ g cm}^{-3}$. Calcular el volumen molar de la acetona.
- 3.25] Calcular el volumen molar de una sustancia líquida, cuya densidad es $0,748 \text{ g/cm}^3$, sabiendo que $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de esa sustancia tienen una masa de 49,0 g.
- 3.26] El isoflurano es un anestésico inhalatorio muy utilizado en animales cuya fórmula es $C_3H_2ClF_5O$. Una determinada masa del compuesto contiene $5,90 \cdot 10^{23}$ átomos de F en un volumen de $24,1 \text{ dm}^3$. Calcular su densidad.
- 3.27] El yodoformo (CHI_3) es un sólido a 25,0 °C y 1,00 atm. Su densidad en esas condiciones es $4,00 \text{ g/cm}^3$. Calcular:
 a) su volumen molar en esas condiciones;
 b) el número de moléculas presentes en 19,7 g de yodoformo;
 c) la cantidad de átomos de yodo presentes en 19,7 g de yodoformo.
- 3.28] Un recipiente contiene una cierta cantidad de $CS_2(l)$, en la que hay presentes $3,61 \cdot 10^{24}$ átomos de azufre. Su densidad en esas condiciones es de $1,26 \text{ g/cm}^3$. Calcular:
 a) el volumen de líquido contenido en el recipiente;
 b) la cantidad de moléculas presentes.

- 3.29] A $25,0^{\circ}\text{C}$ y $1,00\text{ atm}$ $45,0\text{ cm}^3$ de benceno, $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$, contienen $1,82 \times 10^{24}$ átomos de hidrógeno. Calcular para el benceno en dichas condiciones:
- su densidad;
 - su volumen molar;
 - la cantidad de benceno que contiene $0,600\text{ mol}$ de átomos totales, expresada en milimoles.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 3.30] Los médicos estiman que un nivel en sangre de Pb de $30,0\text{ g}$ de Pb por decilitro de sangre supone un riesgo para la salud. Expresa este nivel en número de átomos por ml de sangre y cantidad de átomos por L de sangre.
- 3.31] 1) ¿Cuál de las siguientes muestras contiene el mayor número de átomos totales?
- $1,00\text{ g}$ de oro (Au);
 - $1,00\text{ g}$ de agua (H_2O);
 - $1,00\text{ g}$ de helio (He);
 - $1,00\text{ g}$ de octano (C_8H_{18}).
- 2) ¿Cuál de las siguientes opciones contiene el mayor número de cationes sodio?
- $0,500\text{ moles}$ de NaNO_3 ;
 - $12,5\text{ g}$ de Na_2CO_3 ;
 - $10,0\text{ mg}$ de NaOH ;
 - 5×10^{11} unidades fórmula de NaHCO_3 .
- Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química.*

- 3.32] A $25,0^{\circ}\text{C}$ y $1,00\text{ atm}$, 250 cm^3 del anestésico líquido $\text{C}_{12}\text{H}_{18}\text{O}$ (propofol) contienen $24,3\text{ mol}$ de átomos de hidrógeno y su densidad es $0,962\text{ g/cm}^3$. Calcular:
- el número de moléculas presentes en dicho volumen;
 - la masa molar del compuesto;
 - el volumen molar del compuesto a dichas P y T;
 - la masa de una molécula del compuesto, expresada en gramos.
- 3.33] Seleccionar la o las respuestas correctas. El cloruro de hidrógeno (HCl) y el bromuro de hidrógeno (HBr) tienen:
- igual porcentaje en masa de H;
 - igual número de moléculas en un mol de sustancia;
 - igual masa en un mol de sustancia;
 - distinto número de átomos en un mol de sustancia.
- Justifique en no más de media página y consulte a su docente que sea correcta su argumentación.
- Ejercicio de examen de la Cátedra.*
- 3.34] Calcule la densidad del metanol, sabiendo que en 120 mL de metanol (CH_3OH) (l) contenidos en un recipiente hay $7,14 \times 10^{24}$ átomos de H. *Ejercicio de examen de la Cátedra.*
- 3.35] Un recipiente contiene $73,0\text{ cm}^3$ de 1-butanol ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$) líquido a $25,0^{\circ}\text{C}$ y $1,00\text{ atm}$. Su densidad en esas condiciones es $0,811\text{ g/cm}^3$. Calcular:
- la cantidad de moléculas presentes en ese volumen de líquido;
 - el número de átomos de carbono presentes.

RESPUESTAS SELECCIONADAS

EJERCICIOS

Sobre elementos

En los ejercicios que se pide, argumentar, justificar o desarrollar, consulta la respuesta con tu docente

- 3.1] a) $1,993 \times 10^{-23}$ g; b) $6,022 \times 10^{23}$.
 3.2] a) 12,2 g; b) $3,01 \times 10^{23}$
 3.3] a) $6,656 \times 10^{23}$ g; b) $6,656 \times 10^{-20}$ g; no es posible
 3.4] a) $1,18 \times 10^{21}$; b) 1,96 mmol.
 3.5] a) 0,634 mol de Zn; b) 61,9 g de P
 3.6] (c) < (b) < (a) < (d).
 3.7] a) Al; b) 94,5 g.
 3.8] 1,02 g.
 3.9] a) 250 mg, 6,24 milimoles b) $1,50 \times 10^{23}$ átomos

Sobre compuestos

- 3.10] a) 18,02 g/mol; b) 80,05 g/mol; c) 60,06 g/mol; d) 294,2 g/mol; e) 310,2 g/mol
 3.11] a) 18,02 u; b) $2,992 \times 10^{-23}$ g; c) 18,02 g; d) $1,67 \times 10^{21}$.
 3.12] a) 342 u; b) $5,68 \times 10^{-22}$ g; c) $1,76 \times 10^{24}$.
 3.13] a) $7,02 \times 10^{23}$ átomos de O; b) 5,38 g de H; c) 204 g.
 3.14] 151 g/mol; b) 2); c) 3,31 mmol.
 3.15] a) 42,9 kg; b) 350 g; c) $2,26 \times 10^{25}$; d) 50,0 mol.
 3.16] b) 32,4 g de H_2O ($1,08 \times 10^{24}$ átomos de O).
 3.17] C.
 3.18] a) I; b) C; c) C. (argumenta tu elección y consulta la respuesta con tu docente).
 3.19] c (argumenta tu elección y consulta la respuesta con tu docente).

Volumen y volumen molar

- 3.20] a) $24,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$; b) $58,3 \text{ cm}^3/\text{mol}$; c) $7,09 \text{ cm}^3/\text{mol}$.
 3.21] a) $N = 1,51 \times 10^{24}$; b) $V_m = 60,0 \text{ cm}^3/\text{mol}$.
 3.22] $58,5 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$.
 3.23] 77,8 g.
 3.24] $73,2 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$.
 3.25] $123,7 \text{ cm}^3/\text{mol}$.
 3.26] $1,50 \text{ g/dm}^3$.
 3.27] a) $98,5 \text{ cm}^3/\text{mol}$; b) $3,01 \times 10^{22}$; c) 0,150 mol
 3.28] a) 181 cm^3 ; b) 3,00 mol.
 3.29] a) $0,874 \text{ g/cm}^3$; b) $89,3 \text{ cm}^3/\text{mol}$; c) 50,0 mmol

PRÁCTICA ADICIONAL

- 3.30] $1,45 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$, $8,72 \times 10^{14}$ átomos de Pb/mL
 3.31] c) ($1,51 \times 10^{23}$ átomos totales); 2) a) ($3,01 \times 10^{23}$ átomos de sodio).
 3.32] a) $8,12 \times 10^{23}$ moléculas; b) 178 g/mol; c) $185 \text{ cm}^3/\text{mol}$; e) $4,92 \times 10^{-22}$ g.
 3.33] b)
 3.34] $0,792 \text{ g/mL}$
 3.35] a) 0,800 mol; b) $1,93 \times 10^{24}$.

SERIE 4: ENLACES QUÍMICOS**GUÍA DE ESTUDIO**

- 1) Explicar el concepto de electronegatividad.
- 2) Describir la naturaleza del enlace iónico, del enlace covalente y del enlace metálico. Definir polaridad de enlace y momento dipolar de enlace.
- 3) Describir el modelo de enlace de Lewis. ¿En qué consiste la regla del octeto? Dar ejemplos y excepciones a dicha regla.

EJERCICIOS**Tipos de enlace químico: iónico, covalente, metálico**

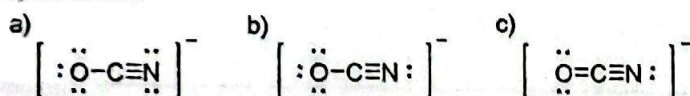
- 4.1] Ordenar a los átomos de los elementos siguientes según su **electronegatividad**:
a) Br, F, I, Cl en sentido creciente; b) Si, Mg, S, P en sentido decreciente;
c) Al, O, K, C en sentido creciente; d) K, Cs, Rb, Na en sentido decreciente.
- 4.2] Responder a qué tipo/s de enlace/s (**iónicos, covalentes o metálicos**) se refieren las proposiciones siguientes:
a) Ocurren entre átomos que "comparten" pares de electrones.
b) Se explican por la atracción electrostática entre iones de carga opuesta.
c) Predominan en redes cristalinas que contienen iones de carga opuesta.
d) Enlazan a los átomos que forman parte de una molécula.
e) Enlazan a los átomos cuyos electrones más energéticos pueden deslocalizarse.
- 4.3] Clasificar a las sustancias siguientes según el **carácter preponderante iónico o covalente** del enlace químico involucrado: a) Cl_2 ; b) HCl ; c) KCl ; d) NaF ; e) CH_4 .

Polaridad de enlaces covalentes

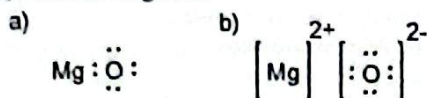
- 4.4] Dados los enlaces covalentes siguientes: C-Cl, S-O, H-F, N-O y C-H.
a) señalar en cada uno de ellos al átomo más electronegativo;
b) representar en cada caso el vector que representa el desplazamiento de los electrones de enlace (dipolo de enlace);
c) ordenarlos según polaridad de enlace creciente.
- 4.5] Indicar qué tipo de enlace (iónico, covalente polar, covalente no polar, metálico) predominará en:
a) Cu, Cl_2 , HCl , NaCl , AlF_3 y PCl_3 ;
b) Hg, Ca, I_2 , MgO , LiBr , CO_2 , CBr_4 y P_4 .

Estructuras de Lewis

- 4.6] Para los siguientes elementos escribir su símbolo químico e indicar el número de **electrones de valencia**:
a) el segundo metal alcalino,
b) el primer gas noble,
c) el tercer halógeno,
d) el tercer metal alcalinotérreo,
e) el elemento del grupo 16 y segundo período,
f) el elemento del grupo 15 y tercer período.
- 4.7] Para cada especie solamente una de las estructuras propuestas es correcta. Indicar de cuál se trata y señalar los errores que tienen las restantes:
1) ion cianato



2) óxido de magnesio



Ejercicio de la Olimpiada Argentina de Química (Nivel I).

- 4.8] Dibujar una estructura de Lewis para cada una de las siguientes moléculas o iones teniendo en cuenta la regla del octeto. Indicar en cada caso tipo y número de enlaces, y entre qué átomos se establecen:
- a) Cl_2 , HF , O_2 , CN^- ;
 b) H_2O , SCl_2 , CO_2 ;
 c) NF_3 , NO_3^- , CO_3^{2-} ;
 d) CH_4 , CH_2Cl_2 , ClO_4^- , SO_4^{2-} .
- 4.9] Indicar para el NO_2^- cuántos enlaces covalentes simples, cuántos dobles y cuántos triples presenta en su estructura de Lewis. Justifique en no más de media página y consulte a su docente que sea correcto. *Problema de examen de la Cátedra - 2024.*
- 4.10] Dibujar una estructura de Lewis para la molécula de cada una de las sustancias siguientes, que constituyen ejemplos donde no se verifica la regla del octeto: a) BF_3 , b) PCl_5 , c) SF_6

RESPUESTAS SELECCIONADAS

- 4.1] a) $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$; b) $\text{S} > \text{P} > \text{Si} > \text{Mg}$; c) $\text{K} < \text{Al} < \text{C} < \text{O}$; d) $\text{Na} > \text{K} = \text{Rb} > \text{Cs}$.
- 4.2] a) covalente; b) covalente; c) iónico; d) iónico.
- 4.3] Enlaces predominantemente iónicos: c) y d). Enlaces predominantemente covalentes: a), b) y e).
- 4.4] a) $\text{C}-\text{Cl}$; $\text{S}-\text{O}$; $\text{H}-\text{F}$; $\text{N}-\text{O}$; $\text{H}-\text{C}$; b) $\text{C}-\text{Cl}$, $\text{S}-\text{O}$, $\text{H}-\text{F}$, $\text{N}-\text{O}$, $\text{H}-\text{C}$; c) $\text{H}-\text{C}-\text{N}-\text{O} < \text{C}-\text{Cl} < \text{S}-\text{O} < \text{H}-\text{F}$.
- 4.5] a) NaCl : iónico; Cl_2 : covalente no polar; HCl : covalente polar; AlF_3 : iónico; Cu : metálico; PCl_3 : covalente polar. b) MgO : iónico; Hg : metálico; CO_2 : covalente polar; CBr_4 : covalente polar; P_4 : covalente no polar; Ca : metálico; LiBr : iónico; I_2 : covalente no polar.
- 4.6] a) Na , 1 electrón; b) He , 2 electrones; c) Br , 7 electrones; d) Ca , 2 electrones; e) O , 6 electrones; f) P , 5 electrones.
- 4.7] 1) a) El número de electrones de la molécula es incorrecto (sobra un par de electrones); b) Es correcta porque todos los átomos tienen 8 electrones; c) Es incorrecta (el átomo de carbono excede los ocho electrones). 2) a) Es incorrecta porque no es un compuesto covalente; b) Es correcta porque se trata de un compuesto iónico.
- 4.8] a) $\ddot{\text{Cl}} : \ddot{\text{Cl}} :$ $\text{H} : \ddot{\text{F}} :$ $\ddot{\text{O}} :: \ddot{\text{O}} :$ $[\text{C} :: \text{N}]^-$ b) por ej. $\ddot{\text{O}} :: \text{C} :: \ddot{\text{O}}$ c) por ej. $[\ddot{\text{O}} :: \ddot{\text{N}} :: \ddot{\text{O}}]^-$;
 CN^- : 1 enlace triple entre C y N; SCl_2 : 1 enlace simple entre S y cada Cl (dos en total); NO_3^- : 1 enlace simple entre N y dos de los O (dos en total); 1 enlace doble entre N y el otro O; CH_2Cl_2 : 1 enlace simple entre C y cada H (dos en total) y 1 enlace simple entre C y cada Cl (dos en total).
- 4.10] Por ejemplo, a) $\text{B} : \ddot{\text{F}} :$

SERIE 5: COMPUESTOS INORGÁNICOS**GUÍA DE ESTUDIO**

- 1) ¿Qué se entiende por estado de oxidación? ¿Cómo se lo determina y se lo representa?
- 2) Indicar qué es un óxido. Dar ejemplos de óxidos covalentes y de óxidos iónicos.
- 3) Indicar qué tipos de compuestos binarios con hidrógeno existen. Dar ejemplos.
- 4) Indicar qué son las sales binarias. Dar ejemplos.
- 5) Indicar cómo se formulan y nombran los compuestos químicos ternarios y cuaternarios siguientes: oxoácidos, oxosales, hidróxidos, hidrogenosales, hidrogenoxosales.

EJERCICIOS**Estados de oxidación**

Estudiar las reglas de asignación de estados de oxidación en el Anexo de esta guía.

5.1] Determinar el estado de oxidación de cada elemento en las especies siguientes:

- a) NaH, NH₃, H₂SO₄, HCl, CH₄;
- b) SO₂, NO, SO₃, SiO₂, NO₂;
- c) CaF₂, KH, FeCl₃, CoBr₂;
- d) Mg²⁺, SO₄²⁻, Fe³⁺, Cl⁻;
- e) NH₄⁺, NO₃⁻, PO₄³⁻ y HS⁻.

Compuestos binarios de metales y no metales con oxígeno: óxidos

Para esta y las siguientes secciones, estudiar la nomenclatura de los compuestos correspondientes en el Anexo de nomenclatura de esta guía antes de abordar los ejercicios.

5.2] La mayoría de los elementos de la Tabla Periódica forman compuestos binarios con el oxígeno. En los compuestos llamados óxidos el oxígeno tiene estado de oxidación -2.

a) Aplicando las reglas del estado de oxidación, escribir la fórmula y nombrar a los óxidos de los elementos siguientes: 1) azufre, con estados de oxidación +4 y +6; 2) nitrógeno, con estado de oxidación +3 y +5; 3) cloro, con estados de oxidación +1 y +7; 4) calcio; 5) sodio; 6) hierro, con estados de oxidación +2 y +3.

b) Hacer una lista de los óxidos predominantemente iónicos y otra de los óxidos predominantemente covalentes para los compuestos del ítem anterior.

c) Representar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.

Nota: en el óxido de nitrógeno (V), cada átomo de nitrógeno se encuentra unido a tres átomos de oxígeno; En el óxido de cloro (VII), cada átomo de cloro se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno.

Compuestos binarios de metales y no metales con hidrógeno

5.3] La mayoría de los elementos de la Tabla Periódica forman compuestos binarios con hidrógeno y en ellos el hidrógeno tiene estado de oxidación -1 o +1.

a) Aplicando las reglas del estado de oxidación, escribir la fórmula y nombrar los compuestos binarios que forman con hidrógeno los elementos siguientes: 1) potasio; 2) calcio; 3) nitrógeno; 4) selenio; 5) silicio; 6) cloro; 7) oxígeno; 8) flúor.

b) Hacer una lista de los compuestos predominantemente iónicos y otra de los compuestos predominantemente covalentes.

c) Representar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.

5.4] Dados los haluros de hidrógeno: HF, HCl, HBr y HI,

a) indicar cuál de los átomos presenta densidad de carga positiva y cuál negativa teniendo en cuenta la electronegatividad de los mismos;

- b) representar en cada caso al vector del dipolo de enlace;
- c) ordenar las moléculas en orden de polaridad creciente de su enlace;
- d) ¿Cuál de los haluros de hidrógeno tiene mayor carácter iónico?

Compuestos binarios de metales con no metales: sales binarias

- 5.5] a) Según corresponda, escribir la fórmula química o nombrar a las sales binarias siguientes: 1) FeCl_2 ; 2) cloruro de hierro(II); 3) fluoruro de calcio; 4) CoCl_2 ; 5) sulfuro de hierro(II); 6) ZnS ; 7) KCl ; 8) cloruro de aluminio.
- b) Indicar si se trata de compuestos predominantemente iónicos o covalentes.
 - c) Representar una estructura de Lewis para cada una de ellas.

Compuestos ternarios de metales con O y H: hidróxidos

- 5.6] a) Escribir la fórmula química o nombrar a los hidróxidos siguientes: 1) hidróxido de sodio; 2) Ca(OH)_2 ; 3) hidróxido de aluminio; 4) Fe(OH)_3 ; 5) Cu(OH)_2 ; 6) hidróxido de manganeso(II).
- b) ¿Son compuestos preponderantemente iónicos o covalentes?
 - c) Representar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.

Compuestos de metales con O y H: oxoácidos

- 5.7] a) Escribir la fórmula química y nombrar a los oxoácidos de: 1) azufre, con estados de oxidación +4 y +6; 2) nitrógeno, con estados de oxidación +3 y +5; 3) cloro, con estados de oxidación +1 y +5; 4) silicio, con estado de oxidación +4.
- b) ¿Son compuestos predominantemente iónicos o covalentes?
 - c) Representar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.

Oxosales e hidrogenoxosales

- 5.8] a) Nombrar a cada una de las oxosales e hidrogenoxosales siguientes:
- 1) CaSiO_3 , NaClO , Na_2SO_3 y KHSO_3 ;
 - 2) CaCO_3 , KHCO_3 , NaNO_3 y K_3PO_4 .
- b) Escribir la fórmula química y nombrar al oxoanión o hidrogenoxoanión involucrado en cada una de ellas.
 - c) Representar la estructura de Lewis del NaClO y del KHCO_3 .

Ejercicios integradores

- 5.9] En la Tabla Periódica al final de esta guía se informan los estados de oxidación más comunes de los elementos. Escribir al menos una fórmula de compuestos del nitrógeno con oxígeno y con hidrógeno teniendo en cuenta los estados de oxidación del nitrógeno informados en dicha tabla.
- 5.10] a) Según corresponda, escribir la fórmula química o nombrar a los compuestos siguientes: 1) sulfato de calcio; 2) hidrogenocarbonato de sodio; 3) NaHSO_3 ; 4) sulfato de amonio; 5) hidrogenosulfuro de sodio; 6) Ba(OH)_2 ; 7) Na_2CO_3 ; 8) CaHPO_4 ; 9) hidróxido de cinc; 10) Fe(OH)_2 ; 11) ácido fosfórico.
- b) Indicar a qué tipo de compuesto de los estudiados en las secciones siguientes corresponde cada uno.
 - c) Representar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.
- 5.11] Dados los siguientes compuestos: CO_2 , BaCO_3 , CO , H_2CO_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, FeCO_3 ; nombrar al compuesto iónico que contiene hierro en estado de oxidación +3. *Problema de examen de la Cátedra - 2025.*

RESPUESTAS SELECCIONADAS

- 5.1] a) NaH : Na +1, H -1; NH_3 : N -3, H +1; H_2SO_4 : H +1, S +6, O -2; HCl : H +1, Cl -1; CH_4 : C -4, H +1; b) SO_2 : S +4, O -2; NO : N +2, O -2; SO_3 : S +6, O -2; SiO_2 : Si +4, O -2; NO_2 : N +4, O -2; c) CaF_2 : Ca +2, F -1; KH : K +1, H -1; FeCl_3 : Fe +3, Cl -1; CoBr_2 : Co +2, Br -1; d) Mg^{2+} : Mg +2; SO_4^{2-} : S +6, O -2; Fe^{3+} : Fe +3; Cl^- : Cl -1; e) NH_4^+ : N -3, H +1; NO_3^- : N +5, O -2; PO_4^{3-} : P +5, O -2; HS^- : H +1, S -2.

- 5.2] a) 1) SO_2 , óxido de azufre(IV) o dióxido de azufre; SO_3 , óxido de azufre(VI) o trióxido de azufre; 2) N_2O_3 , óxido de nitrógeno(III) o trióxido de dinitrógeno; N_2O_5 , óxido de nitrógeno(V) o pentóxido de dinitrógeno; 3) Cl_2O , óxido de cloro(I) u óxido de dicloro; Cl_2O_7 , óxido de cloro(VII) o heptóxido de dicloro; 4) CaO , óxido de calcio; 5) Na_2O , óxido de sodio; 6) FeO , óxido de hierro(II); Fe_2O_3 , óxido de hierro(III).
b) Covalentes: S, N y Cl; iónicos: Ca, Na y Fe.
c) Por ejemplo, estructura de Lewis del Cl_2O_7 , $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ y del Fe_2O_3 , $2\text{Fe}^{3+} 3[\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}]^{2-}$
- 5.3] a) 1) KH , hidruro de potasio; 2) CaH_2 , hidruro de calcio; 3) NH_3 , amoníaco; 4) H_2Se , seleniuro de hidrógeno; 5) SiH_4 , silano; 6) HCl , cloruro de hidrógeno; 7) H_2O , agua; 8) HF , fluoruro de hidrógeno. b) Covalentes: N, Se, Si, Cl, O y F. Iónicos: K y Ca.
- 5.4] c) $\text{HI} < \text{HBr} < \text{HCl} < \text{HF}$; d) HF .
- 5.5] a) 1) cloruro de hierro(III); 2) FeCl_2 ; 3) CaF_2 ; 4) cloruro de cobalto(II); 5) FeS ; 6) sulfuro de zinc; 7) cloruro de potasio; 8) AlCl_3 .
- 5.6] a) 1) NaOH ; 2) hidróxido de calcio; 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 4) hidróxido de hierro(III); 5) hidróxido de cobre(II); 6) $\text{Mn}(\text{OH})_2$. b) Son compuestos iónicos. c) Por ejemplo, estructura de Lewis del $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}^{2+} 2[\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{H}]^-$
- 5.7] a) 1) H_2SO_3 , ácido sulfuroso; H_2SO_4 , ácido sulfúrico; 2) HNO_2 , ácido nitroso; HNO_3 , ácido nítrico; 3) HClO , ácido hipocloroso; HClO_3 , ácido clórico; 4) H_2SiO_3 , ácido silícico. b) Compuestos covalentes. c) Por ejemplo, estructuras de Lewis del H_2SO_4 , $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{S}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$ y del HNO_3 , $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{N}::\ddot{\text{O}}:$
- 5.8] a) 1) silicato de calcio, hipoclorito de sodio, sulfito de sodio e hidrogenosulfito de potasio; 2) carbonato de calcio, hidrogenocarbonato de potasio, nitrato de sodio y ortofosfato (o fosfato) de potasio; b) 1) SiO_3^{2-} , silicato; ClO^- , hipoclorito; SO_3^{2-} , sulfito; HSO_3^- , hidrogenosulfito; 2) CO_3^{2-} , carbonato; HCO_3^- , hidrogenocarbonato; NO_3^- , nitrato; PO_4^{3-} , ortofosfato (o fosfato).
- 5.9] Por ej., para cada estado de oxidación informado: NH_3 , N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .
- 5.10] a) 1) CaSO_4 ; 2) NaHCO_3 ; 3) hidrogenosulfito de sodio; 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; 5) NaHS ; 6) hidróxido de bario; 7) carbonato de sodio; 8) hidrogenofosfato de calcio; 9) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 10) hidróxido de hierro(II); 11) H_3PO_4 . b) Son ternarios 1), 5), 6), 7), 9), 10) y 11); el resto, cuaternarios. c) Por ejemplo, estructura de Lewis del NaHSO_3 , $\text{Na}^+ [\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{S}:\ddot{\text{O}}:]^-$ y del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $2[\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}]^+ [\text{:}\ddot{\text{O}}:\text{S}:\ddot{\text{O}}:]^{2-}$
- 5.11] Carbonato de hierro(III).

Química RA es la primera App Oficial de la UBA diseñada para aprender sobre nomenclatura, geometrías moleculares, fuerzas intermoleculares, química orgánica y mucho más a través de Gamificación, empleando Realidad Aumentada y modelos 3D. Fue desarrollada por un docente de la Cátedra, en el marco de actividades del CITEP. ¡Animate a explorar las moléculas desde una nueva perspectiva!

ENTRÁ AL AULA VIRTUAL O UTILIZÁ EL CÓDIGO QR PARA DESCARGAR LA APLICACIÓN



SERIE 6: GEOMETRÍA MOLECULAR, INTERACCIONES INTERMOLECULARES Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

Geometría de las moléculas y de los iones poliatómicos. Polaridad de las moléculas

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) Indicar en qué consiste la Teoría de la Repulsión entre Pares de Electrones de Valencia (TRePEV) y cómo se la aplica para predecir la geometría de moléculas y de iones poliatómicos.
- 2) ¿Cómo se establece la polaridad de una molécula a partir de la polaridad de sus enlaces y de su geometría?

EJERCICIOS

- 6.1] Para describir una **geometría molecular**, los químicos utilizan las longitudes y los ángulos de enlace. Para referirse a las longitudes de enlace, deben indicarse dos átomos adyacentes; para referirse a los ángulos de enlace, se deben indicar tres átomos contiguos. Por ejemplo, para el caso del metano (CH_4): longitud de enlace $\text{C-H} = 109 \text{ pm}$; ángulo de enlace $\text{HCH} = 109,5^\circ$.

Predecir la geometría de las moléculas siguientes según la TRePEV e indicar el valor aproximado de los ángulos de enlace según se indica en cada caso:

- a) 1) H_2S , HSH ; 2) SO_2 , OSO ; 3) SO_3 , OSO ;
 b) 1) CO_2 , OCO ; 2) CHCl_3 , HCCl ; 3) CH_4 ;
 c) 1) BF_3 , FBF ; 2) NH_3 , HNH ; 3) SiH_4 , HSiH .

- 6.2] Poner en correspondencia los pares siguientes en base a la TRePEV:

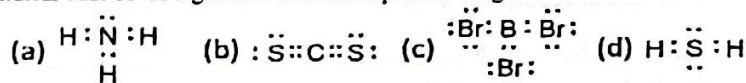
CS_2	piramidal
NH_3	angular
H_2O	lineal

¿Cuál/es es/son moléculas polares ($\mu \neq 0$) y cuál/es es/son no polares ($\mu = 0$)? Justificar.

- 6.3] Predecir, en base a la TRePEV, la geometría de las moléculas siguientes: a) PH_3 ; b) CCl_4 ; c) Cl_2O . ¿Cuál/es tiene/n momento dipolar distinto de cero?

- 6.4] Aplicando la TRePEV, determinar la geometría de los iones poliatómicos siguientes: a) SO_4^{2-} ; b) CO_3^{2-} ; c) PO_4^{3-} ; d) SO_3^{2-} ; e) NH_4^+ .

- 6.5] Indicar cuál de las siguientes moléculas presenta ángulos de enlace de 120° según la TRePEV:



Justificar en no más de media página en base a la TRePEV y consultar al docente que sea correcto.

Problema de examen de la Cátedra - 2024.

- 6.6] Indicar cuál es la molécula no polar que presenta enlaces polares: (a) K_2O ; (b) NH_3 ; (c) SeO_3 ; (d) N_2 . Justificar en no más de media página y consultar al docente que sea correcto. *Problema de examen de la Cátedra - 2023.*

Interacciones entre partículas y su relación con las propiedades físicas de las sustancias

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) ¿Qué son y cómo se manifiestan las interacciones intermoleculares? ¿Cómo pueden clasificarse? Describirlas.
- 2) ¿Qué es la polarizabilidad? ¿En qué tipo de interacciones intermoleculares es importante esta propiedad?
- 3) Relacionar las interacciones entre partículas idénticas (moléculas o gases monoatómicos) con las propiedades macroscópicas de las sustancias que constituyen (por ej., punto de ebullición).

- 4) Relacionar las interacciones entre moléculas distintas con la solubilidad (miscibilidad) mutua de las sustancias que constituyen.
- 5) ¿Cómo se explica la solubilidad de compuestos iónicos en agua?
- 6) Indicar las propiedades de las sustancias en las que predominan los enlaces iónicos, los covalentes y los metálicos.

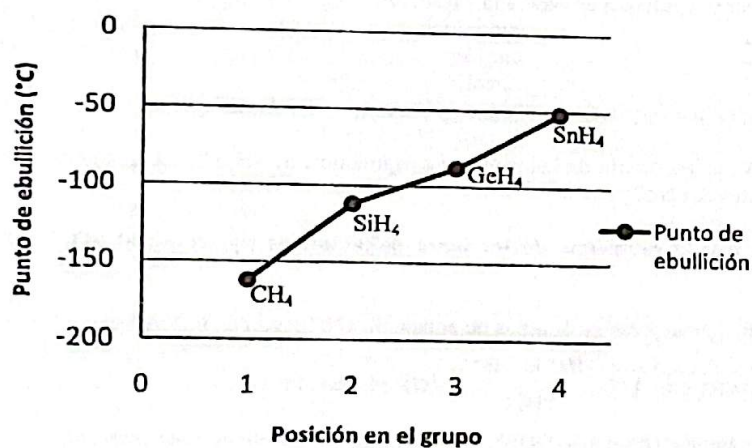
EJERCICIOS

En los ejercicios se informan puntos de fusión y de ebullición normales ($p = 1,00 \text{ atm}$).

- 6.7] a) ¿Qué tipos de interacciones existirán entre las moléculas de las sustancias siguientes? CCl_4 ; CHCl_3 ; SO_3 ; BCl_3 ; SO_2 ; HF ; HBr ; H_2O . Justificar considerando el tipo de interacciones intermoleculares involucradas.
- 6.8] Poner en correspondencia las sustancias siguientes con sus puntos de ebullición respectivos. Justificar:
- a)

NH_3	$-185,8^\circ\text{C}$
H_2	$-33,3^\circ\text{C}$
N_2	$-252,8^\circ\text{C}$
 - b)

SiH_4	$-161,5^\circ\text{C}$
CH_4	-112°C
AsH_3	$-62,5^\circ\text{C}$
- 6.9] a) En la tabla y el gráfico siguientes se informan los puntos de ebullición (expresados en grados Celsius) de las sustancias que forman los elementos del grupo 14 con hidrógeno:



Sustancia	P. Ebul.
CH_4	-162
SiH_4	-112
GeH_4	-88
SnH_4	-52

¿Qué interacciones intermoleculares presentan las moléculas de cada uno de estos compuestos entre sí? Identificar la tendencia que presentan estos datos. Explicar la tendencia observada comparando las intensidades relativas de las interacciones intermoleculares presentes en cada sustancia pura en el estado líquido.

b) En la tabla siguiente se informan los puntos de ebullición de las sustancias que forman los elementos de los grupos 15, 16 y 17 con hidrógeno:

Sustancia	P. Ebul.	Sustancia	P. Ebul.	Sustancia	P. Ebul.
NH_3	-33	H_2O	100	HF	20
PH_3	-88	H_2S	-61	HCl	-85
AsH_3	-63	H_2Se	-42	HBr	-67
SbH_3	-17	H_2Te	-4	HI	-35

¿Qué interacciones intermoleculares presentan las moléculas de cada uno de estos compuestos entre sí? Identificar la tendencia que presentan estos datos. ¿Pueden explicarse estas tendencias mediante el mismo análisis realizado en el ítem (a)? ¿Qué modificaciones es necesario introducir en ese análisis?

- 6.10] a) Ordenar de menor a mayor los puntos de ebullición de las sustancias siguientes:
1) SiH_4 , 2) H_2S , 3) CH_4 , 4) KCl . Justificar.
b) Ordenar de mayor a menor los puntos de ebullición de las sustancias siguientes:
1) CCl_4 , 2) NaCl , 3) Ne . Justificar.
- 6.11] Justificar los siguientes hechos experimentales:
a) Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en solución, pero no lo hacen en estado sólido.
b) Los compuestos iónicos generalmente tienen puntos de fusión y de ebullición altos.
c) Los compuestos moleculares no son conductores de la electricidad en ningún estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso).
- 6.12] Dados el NaBr y el CH_3Br , responder:
a) ¿Cuál de las proposiciones siguientes refiere a cada uno? 1) Forma una red cristalina que contiene iones de carga opuesta. 2) En estado sólido, líquido o gaseoso está constituido por moléculas.
b) ¿Cuál tiene menor punto de fusión? Justificar teniendo en cuenta todas las interacciones involucradas.
c) ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en solución acuosa?
d) ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en estado líquido?
- 6.13] En la tabla siguiente se informan algunas propiedades físicas de las sustancias Cl_2 , Cu y NaCl . Ubicar cada sustancia en la fila que se considere adecuada y completar la tabla. (FIM: tipo/s de fuerzas intermoleculares; no aplican para todas las sustancias que deben listarse).

Sustancia	P. Fus / $^{\circ}\text{C}$	P. Eb. / $^{\circ}\text{C}$	Estado de agregación (25 $^{\circ}\text{C}$, 1 atm)	Conducción de la corriente		Enlace	FIM
				Sólido	Líquido		
	801	1465					
	1085	2562		Sí	Sí		
	-102	-34,0					

EJERCICIOS INTEGRADORES DE LAS SERIES 4, 5 Y 6

- 6.14] Sabiendo que la molécula de CO_2 tiene geometría lineal y la molécula de SO_2 tiene geometría angular, indicar cuál de las siguientes opciones es correcta: a) la molécula de CO_2 es no polar porque no tiene enlaces polares; b) ninguno de los compuestos presenta interacciones dipolo permanente-dipolo permanente entre sus moléculas; c) el CO_2 presenta interacciones de London de mayor intensidad que el SO_2 entre sus moléculas; d) el SO_2 es más polar que el CO_2 . Justifique en no más de media página y consulte a su docente que sea correcto. *Problema de examen de la Cátedra - 2023.*
- 6.15] De los elementos químicos cuyos Z son, respectivamente: 20, 34, 35 y 55:
a) ¿cuál puede encontrarse en el anión XO_2^- ? Nombrar y escribir la fórmula de la oxosal correspondiente de magnesio.
b) Para el anión XO_2^- , indicar su geometría y el valor aproximado del ángulo $\text{O}\hat{\text{X}}\text{O}$ según la TRcPEV.
- 6.16] Una molécula de la sustancia XF_3 tiene en total 32 protones.
a) Identificar al elemento X con su símbolo químico.
b) Escribir la CEE de X.
c) ¿Qué tipo de interacciones hay entre las moléculas de XF_3 en estado líquido?

- 6.17] Una molécula de TX_2 tiene en total 22 protones. Un átomo de T tiene 6 electrones. Determinar si las moléculas de TX_2 son polares o no, justificando en base a la geometría molecular y la polaridad de los enlaces.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 6.18] ¿Cuáles de las moléculas de las sustancias siguientes pueden formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua?: a) amoníaco, b) I_2 , c) HF.

RESPUESTAS SELECCIONADAS

1. Geometría de las moléculas y de los iones poliatómicos. Polaridad de las moléculas.

- 6.1] a) 1) angular, 109° ; 2) angular, 120° ; 3) triangular, 120° ; b) 1) lineal, 180° ; 2) tetraédrica, 109° ; 3) triangular, 120° ; c) 1) triangular, 120° ; 2) piramidal, 109° ; 3) tetraédrica, 109° .
 6.2] CS_2 : lineal, no polar; NH_3 : piramidal, polar; H_2O : angular, polar.
 6.3] a) piramidal; b) tetraédrica; c) angular. $\mu \neq 0$: PII_3 y Cl_2O .
 6.4] a) tetraédrica; b) triangular; c) tetraédrica; d) piramidal; e) tetraédrica.
 6.5] (c), BBr_3 .
 6.6] c) SeO_3 .

2. Interacciones entre partículas y su relación con las propiedades físicas de las sustancias.

- 6.7] CCl_4 , SO_2 y BCl_3 : fuerzas de London; CHCl_3 , SO_2 y HBr : fuerzas de London y dipolo perm.-dipolo perm.; HF y H_2O : fuerzas de London, dipolo perm.-dipolo perm. y enlaces de hidrógeno.
 6.8] a) NH_3 , P.Eb. $-33,3^\circ\text{C}$, H_2 , P.Eb. $-252,8^\circ\text{C}$, N_2 , P.Eb. $-185,8^\circ\text{C}$; b) SiH_4 , P.Eb. -112°C , AsH_3 , P.Eb. $-62,5^\circ\text{C}$, CH_4 , P.Eb. $-161,5^\circ\text{C}$.
 6.9] Consultar con el docente.
 6.10] a) 3), 1), 2) y 4); b) 2), 1) y 3).
 6.11] a) La conducción eléctrica requiere especies cargadas en movimiento; en el estado sólido los iones no tienen capacidad de traslación; b) En general así es, por la gran energía involucrada en la atracción electrostática entre iones de carga opuesta; c) No conducen la electricidad porque no hay cargas eléctricas involucradas.
 6.12] a) 1) NaBr ; 2) CH_3Br ;
 b) CH_3Br , molécula polar, la interacción entre sus moléculas por fuerzas de London y dipolo perm.-dipolo perm. son de magnitud menor a la fuerte interacción iónica en el NaBr ;
 c) $\text{NaBr}(\text{ac})$ porque en solución acuosa se disocia en iones conductores $\text{Na}^+(\text{ac})$ y $\text{Br}^-(\text{ac})$;
 d) $\text{NaBr}(\text{l})$, porque al fundirse, los iones Na^+ y Br^- adquieren la movilidad suficiente para conducir la electricidad.

6.13]

Sustancia	P. Fus / $^\circ\text{C}$	P. Eb. / $^\circ\text{C}$	Estado de agregación (25°C , 1 atm)	Conducción de la corriente		Enlace	FIM
				Sólido	Líquido		
NaCl	801	1465	sólido	No	Sí	iónico	—
Cu	1085	2562	sólido	Sí	Sí	metálico	—
Cl_2	-102	-34,0	gaseoso	No	No	covalente	FL

EJERCICIOS INTEGRADORES DE LAS SERIES 4, 5 Y 6

- 6.14] d).
 6.15] a) el bromo; bromato de magnesio, $\text{Mg}(\text{BrO}_2)_2$; b) angular, $\approx 109^\circ$.
 6.16] a) B; b) $(2s)^2(2p)^1$; c) FL (fuerzas de London).
 6.17] No polares, ya que se trata del CO_2 cuya geometría molecular es lineal y los vectores de enlace son colineales, con módulos iguales y direcciones opuestas.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 6.18] a) y c)

SERIE 7: COMPUESTOS ORGÁNICOS**GUÍA DE ESTUDIO**

- 1) ¿Qué son los hidrocarburos? ¿Cómo se clasifican en base al tipo de enlace carbono – carbono que presentan? Buscar los nombres de los alcanos lineales de entre 1 y 10 átomos de carbono.
- 2) ¿Qué entiende por “grupo funcional”? ¿Cuáles son las principales familias de compuestos orgánicos y los grupos funcionales que las caracterizan?
- 3) ¿Qué herramientas se utilizan para analizar la estructura molecular y la polaridad de las moléculas orgánicas? ¿Hay alguna diferencia con el análisis que aprendimos en la Serie 5?
- 4) ¿Qué interacciones intermoleculares se encuentran entre las moléculas de los compuestos orgánicos? ¿Cómo se relacionan con sus propiedades macroscópicas? ¿Hay alguna diferencia con el análisis que aprendimos en la Serie 6?

EJERCICIOS**Grupos funcionales, nomenclatura, representaciones e isomería**

Estudiar la nomenclatura de los compuestos correspondientes en el Anexo de nomenclatura de esta guía antes de abordar los ejercicios.

- 7.1] Dados los siguientes compuestos: 1) 2-metilpentano, 2) hexano, 3) 2,2-dimetilpentano, 4) 3-etil-2-metilheptano.
 - a) Indicar a qué familia de compuestos pertenecen.
 - b) Escribir para cada uno de ellos la fórmula molecular, una fórmula semidesarrollada y la fórmula esqueleto.
 - c) Indicar qué compuestos son isómeros estructurales.
- 7.2] Dados los siguientes compuestos: 1) ciclohexano, 2) metilciclopentano, 3) 4-metil-2-penteno, 4) 4-metil-1-penteno, 5) 4-metil-1-pentino, 6) benceno.
 - a) Indicar a qué familia pertenece y cuántas insaturaciones tiene cada uno de ellos.
 - b) Escribir para cada uno de ellos la fórmula molecular, una fórmula semidesarrollada y la fórmula esqueleto.
 - c) Indicar qué compuestos son isómeros estructurales.
- 7.3] Dados los siguientes compuestos: 1) 3-metil-1-butanol, 2) 2-metil-2-butanol, 3) etilpropiléter, 4) dimetil éter, 5) propilamina, 6) etilmetilamina, 7) 4-cloro-2-metilhexano.
 - a) Indicar a qué familia pertenece cada uno de ellos y el grupo funcional que los caracteriza.
 - b) Escribir para cada uno de ellos la fórmula molecular, una fórmula semidesarrollada y la fórmula esqueleto.
 - c) Indicar qué compuestos son isómeros estructurales.
- 7.4] Dados los siguientes compuestos: 1) 2,3-dimetilbutanal, 2) 4-metil-2-pentanona, 3) ácido 2-metilpentanoico, 4) butanoato de etilo, 5) butanoato de sodio, 6) 2-metilbutanamida, 7) N-metilpropanamida.
 - a) Indicar a qué familia pertenece cada uno de ellos y el grupo funcional que los caracteriza.
 - b) Escribir para cada uno de ellos la fórmula molecular y una fórmula semidesarrollada.
 - c) Indicar qué compuestos son isómeros estructurales.
 - d) Indicar cuál de ellos es un compuesto iónico.

Enlace y geometría

- 7.5] Dadas las moléculas CH_3CH_3 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ y $\text{CH}\equiv\text{CH}$.
 - a) Dibujar una estructura de Lewis para cada una de ellas.
 - b) Indicar en base a la TRRePEV si el ángulo H-C-C en el CH_3CH_3 , en el $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ y en el $\text{CH}\equiv\text{CH}$ se aproxima a 109° , 120° o 180° .
- 7.6] Dadas las moléculas de las sustancias siguientes: CH_3NH_2 (metanamina o metilamina), CH_3OH (metanol), CH_3OCH_3 (dimetiléter), HCHO (metanal) y HCOOH (ácido metanoico o ácido fórmico),
 - a) Dibujar la estructura de Lewis de cada una de ellas.

b) Indicar si en base a la TREPEV el valor del ángulo de enlace se aproxima a 109° , 120° o 180° entre los siguientes: $\text{H}\ddot{\text{N}}\text{C}$ en CH_3NH_2 , $\text{H}\ddot{\text{O}}\text{C}$ en CH_3OH , $\text{C}\ddot{\text{O}}\text{C}$ en CH_3OCH_3 , $\text{H}\ddot{\text{C}}\text{O}$ en HCHO y $\text{O}\ddot{\text{C}}\text{O}$ en HCOOH .

7.7] Dibujar la estructura de Lewis de:

- Un alqueno ramificado de 4 átomos de carbono.
- Una amina de 3 átomos de carbono. ¿Cuál es la geometría alrededor del átomo de N?
- Un compuesto halogenado de 3 átomos de carbono.
- Un éster de 3 átomos de carbono. ¿Cuál es la geometría alrededor del carbono del grupo carbonilo?

Polaridad, interacciones intermoleculares y propiedades

7.8] a) Completar la siguiente tabla:

Nombre	Número de electrones	Punto de ebullición / $^\circ\text{C}$
Metano		-161
Etano		-88,5
Propano		-42,1
Butano		-0,50
Pentano		36,5
Dimetilpropano		9,5

- Explicar a qué se deben las diferencias en los puntos de ebullición.
- Indicar qué compuestos son isómeros estructurales.

7.9] Entre los compuestos de los ejercicios (7.5), (7.6), (7.7), indicar:

- 2 compuestos cuyas moléculas sean no polares;
- 4 compuestos cuyas moléculas sean polares;
- 2 compuestos cuyas moléculas puedan establecer enlaces de hidrógeno entre ellas.

7.10] a) Para los siguientes pares de compuestos, indicar cuál de ellos presenta el mayor punto de ebullición: i) nonano y pentano; ii) 1-butanol y pentano. b) Justificar las diferencias entre los puntos de ebullición de los siguientes compuestos: nonano (151°C) y 1-butanol (118°C).

7.11] Considerando las estructuras de las moléculas de agua y de metanol:

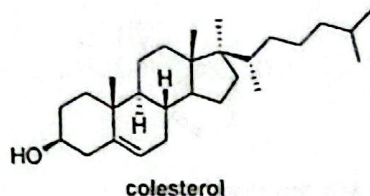
- ¿Qué tipo de interacciones existen entre moléculas de agua?
- ¿Qué tipo de interacciones existen entre moléculas de metanol?
- En una solución acuosa de metanol, ¿qué tipo de interacciones existen entre las moléculas de metanol y las moléculas de agua?
- En base a los razonamientos anteriores, justificar por qué el metanol es soluble en agua y el hexano no.

7.12] Dadas las moléculas de las siguientes sustancias: a) HCOOH , b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, c) CH_3COCH_3 , identificar aquellas que pueden formar enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.

7.13] Para los siguientes pares de compuestos, indicar cuál de ellos presenta mayor solubilidad en agua o bien explicar los valores experimentales observados, según corresponda: a) metanol (completamente soluble), 1-butanol (aproximadamente 80 g/L); b) propanal, ácido propanoico; c) etilamina (completamente soluble), etano (aproximadamente 60 mg/L).

7.14] Justificar el siguiente hecho experimental utilizando todas las interacciones intermoleculares: "El heptano presenta un punto de ebullición de 98°C mientras que para el etanol el punto de ebullición es tan solo de 78°C ".
Problema de examen de la cátedra - 2025.

- 7.15] El colesterol es un importante esteroide que se encuentra en el cuerpo humano. En base a su estructura, explicar por qué el colesterol es muy poco soluble en agua y soluble en un solvente no polar como el hexano.

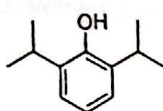


PRÁCTICA ADICIONAL

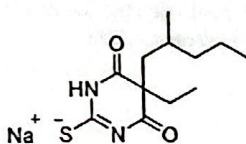
- 7.16] Dados los siguientes compuestos orgánicos, escribir su estructura, indicar a qué familia corresponde cada uno de ellos y qué grupo funcional los caracteriza: a) 2-cloro-2-metilpentano; b) eteno; c) dietiléter; d) etanal; e) metil-1-propanol; f) butanamida; g) ácido etanoico; h) metanamina.

- 7.17] Los compuestos que se representan a continuación son anestésicos. Para ellos, indicar la/s opción/es correcta/s.

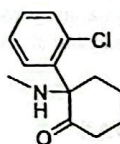
a) Propofol



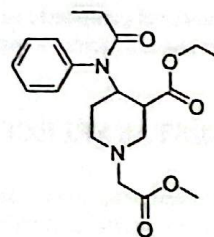
b) Pentotal



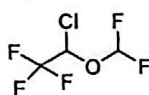
c) Ketamina



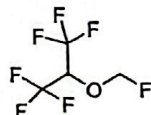
d) Remifentanil



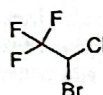
e) Isoflurano



f) Sevoflurano



g) Halotano

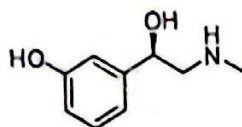


- La ketamina presenta un grupo funcional amino y un grupo carbonilo.
- El isoflurano, el sevoflurano y el halotano son miembros de la familia de los éteres.
- El remifentanil, la ketamina y el pentotal son miembros de la familia de las amidas.
- El propofol es un compuesto aromático derivado del benceno.
- Todos son compuestos moleculares.
- Todos son hidrocarburos halogenados.
- El remifentanil presenta el grupo funcional característico de la familia de los ésteres.

- 7.18] Para los siguientes grupos de compuestos, indicar cuál de ellos presenta el menor punto de ebullición:

- hexano; 2-metilpentano; 2,2-dimetilbutano.
- etanol; etano; 1-hexanol.
- 1-propanol; metanol; 1-octanol.
- dietil éter; metil-2-propanol; 1-butanol.
- propilamina; trimetilamina.
- 2-butanol; butanona.
- 1-pentanol; pentanal; ácido pentanoico.
- acetato de metilo; ácido propanoico.

- 7.19] La fenilefrina, metaoxedrina o neooxedrina se usa principalmente como descongestivo y como un agente para dilatar la pupila e incrementar la presión arterial. Su estructura molecular es la siguiente:



- a) ¿Cuál es la fórmula molecular de la fenilefrina?
b) ¿Cuáles grupos funcionales son reconocibles en la molécula de fenilefrina?
c) La solubilidad de la fenilefrina en agua, ¿será mayor, menor o igual a su solubilidad en hexano? Justificar.
- 7.20] Indicar el compuesto insoluble en agua que presenta mayor punto de ebullición:

- a) $CH_3CH(CH_3)CH_2CH_3$ b) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ c) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ d) CH_3COCH_3

Problema de examen de la cátedra - 2025

- 7.21] Indicar el compuesto soluble en agua que presenta menor punto de ebullición: a) propanona; b) 1-propanol; c) propano; d) ácido propanoico. *Problema de examen de la cátedra - 2025*

RESPUESTAS SELECCIONADAS

- 7.1] Ver respuesta en el video 6.1 QO aula virtual.
7.2] Ver respuesta en el video 6.1 QO aula virtual.
7.3] Ver respuesta en el video 6.2 QO aula virtual.
7.4] Ver respuesta en el video 6.2 QO aula virtual.
7.5] Ver respuesta en el video 6.1 QO aula virtual.
7.6] Ver respuesta en el video 6.2 QO aula virtual.
a) Por ejemplo, CH_3NH_2 :

$$\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H : C : N : H \\ | & | \\ H & H \end{array}$$

b) aprox. 109° en CH_3NH_2 y CH_3OH ; aprox. 120° en $HCHO$ y $HCOOH$.
7.7] b) piramidal; d) plana triangular.
7.8] a) metano 10 electrones; etano 18 electrones; propano 26 electrones; butano 34 electrones; pentano 42 electrones; dimetilpropano 42 electrones; c) pentano y dimetilpropano.
7.9] Consultar con el docente.
7.10] Ver respuesta en el video 6.2 QO aula virtual. a) i) nonano, ii) 1-butanol.
7.11] a), b) y c): fuerzas de London, dipolo permanente-dipolo permanente y enlaces de hidrógeno.
7.12] a) y c).
7.13] Consultar con el docente.
7.14] Dado que el heptano tiene muchos más electrones que el etanol su polarizabilidad es mucho mayor, por lo que sus interacciones de London son de mucho mayor intensidad. Pese a ser no polar (frente al etanol que es polar y que además puede formar puente hidrógeno entre sus moléculas), presenta mayor punto de ebullición debido a que la intensidad de las interacciones de London en el heptano supera ampliamente a la de las interacciones dipolo-dipolo y puente hidrógeno en el etanol en este caso.
7.15] Consultar con el docente.
7.16] a) compuesto halogenado, g.f.: $-Cl$, cloro (halógeno); b) alqueno, g.f.: $C=C$, doble enlace; c) éter, g.f.: $-O-$, alcóxido; d) aldehído, g.f.: $C=O$, carbonilo; e) alcohol, g.f.: $-OH$, hidroxilo; f) amida, g.f.: $-CONH_2$, carboxamida; g) ácido carboxílico, g.f.: $-COOH$, carboxilo; h) amina, g.f.: $-NH_2$, amino.
7.17] a) verdadero; b) falso; c) falso; d) verdadero; e) falso; f) falso; g) verdadero.

SERIE 7

- 7.18] a) 2,2-dimetilbutano, b) etano, c) metanol, d) dietil éter, e) trimetilamina, f) butanona, g) pentanal, h) acetato de metilo.
- 7.19] a) $C_6H_{13}NO_2$; b) g.f. hidroxilo y amino; c) mayor.
- 7.20] c)
- 7.21] a)

SERIE 8: GASES**GUÍA DE ESTUDIO**

- 1) ¿Qué propiedades físicas determinan el estado de un gas (variables de estado)? ¿Cuáles son sus unidades más frecuentes?
- 2) ¿Cuál es la relación entre las escalas de temperatura Kelvin y Celsius?
- 3) Explicar los postulados de la Teoría Cinética de los Gases.
- 4) Enunciar la Hipótesis de Avogadro.
- 5) Escribir la ecuación de estado de los gases ideales. ¿Cuáles son las suposiciones de este modelo? ¿En qué condiciones se puede aplicar a un gas real?
- 6) Definir presión parcial de un gas en una mezcla de gases. Enunciar la ley de presiones parciales de Dalton.

EJERCICIOS

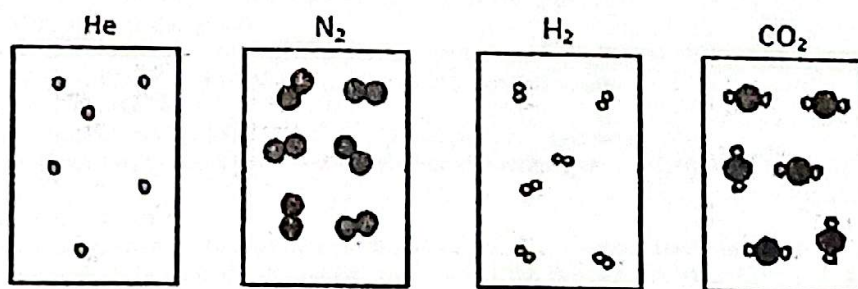
Suponer que los sistemas gaseosos tratados en esta guía y en adelante se comportan idealmente.
En todos los casos los recipientes son cerrados.

Teoría cinética de los gases

- 8.1] Representar esquemas en los que se muestren las siguientes situaciones:
- a) Moléculas de O_2 en un recipiente rígido de volumen V a una presión p_1 y una temperatura T_1 .
 - b) Otro recipiente del mismo volumen conteniendo el mismo número de moléculas de N_2 , a la misma temperatura. Indicar cómo son p , V y T comparados con la situación del ítem (a).
 - c) El doble de moléculas de O_2 en el mismo recipiente del ítem (a), a la misma temperatura. Indicar cómo son p , V y T comparados con la situación del ítem (a).
 - d) El mismo recipiente del ítem (a), al que se ha reducido la temperatura a la mitad (expresada en Kelvin). Indicar cómo son p , V y T comparados con la situación del ítem (a).
 - e) Un recipiente del doble de volumen que el del ítem (a), conteniendo el mismo número de moléculas de O_2 , a la misma temperatura. Indicar cómo son p , V y T comparados con la situación del ítem (a).

Ordenar los recipientes (a, b, c, d, e) según: i) la masa de gas que contienen; ii) la densidad del gas en su interior.

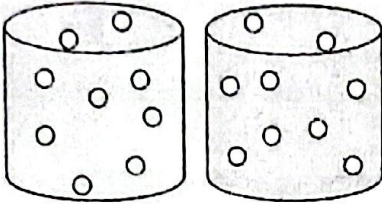
- 8.2] El esquema siguiente representa porciones nanoscópicas de los gases indicados, contenidos en recipientes de volumen $V = 1,00 \text{ L}$, a una presión $p = 1,00 \text{ atm}$ y a una temperatura $t = 0,00 \text{ }^\circ\text{C}$.

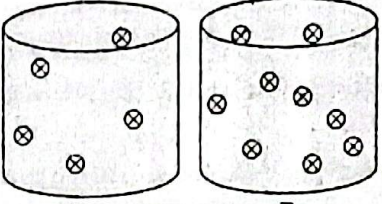


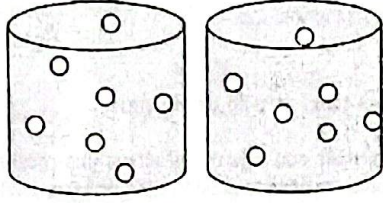
El recipiente que contiene CO_2 tiene $2,688 \times 10^{22}$ moléculas. Indicar cuál/es de las proposiciones siguientes es/son correcta/s:

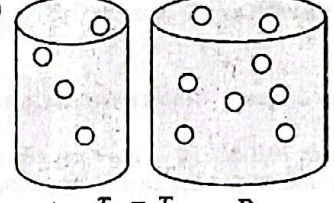
- a) "La densidad $\rho(CO_2)$ a $0,00 \text{ }^\circ\text{C}$ y $1,00 \text{ atm}$ es $1,964 \text{ g/L}$ ".
- b) "Todos los recipientes contienen la misma masa de gas".
- c) "Los gases contenidos en los recipientes tienen la misma densidad".

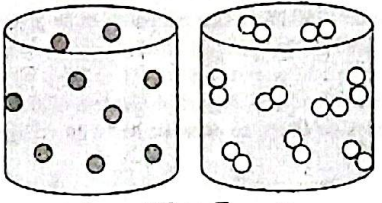
8.3] Responder en cada caso si p_A es mayor, menor o igual a p_B . Justificar en base a la Teoría Cinética de los Gases:

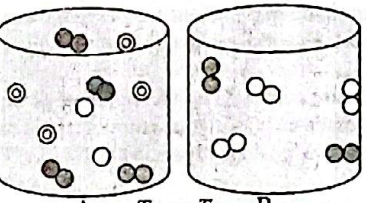
1)  $T_A = T_B$
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

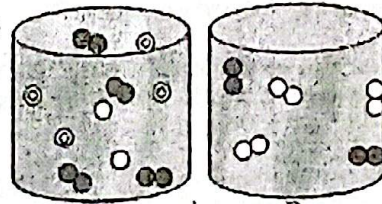
2)  $T_A = T_B$
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

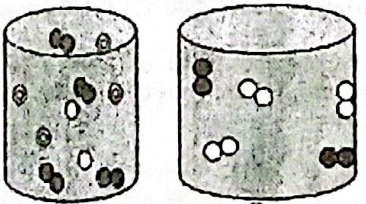
3)  $2T_A = T_B$
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

4)  $T_A = T_B$
 $V_A = (1/2) V_B$
 $p_A \dots p_B$

5)  $2T_A = T_B$
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

6)  $T_A = T_B$
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

7)  $T_A = (1/2) T_B$
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

8)  $T_A = T_B$
 $V_A = (1/2) V_B$
 $p_A \dots p_B$

8.4] Un recipiente con tapa móvil contiene una sustancia gaseosa a cierta presión y temperatura. Si se disminuye la temperatura del sistema a presión constante, indicar qué ocurrirá con la densidad del gas:

- a) aumentará;
- b) disminuirá;
- c) no cambiará;
- d) con la información provista no puede saberse.

Cálculo de variables de estado en gases puros

- 8.5] Una sustancia en estado gaseoso a $25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ocupa un volumen de 1250 cm^3 y ejerce una presión de 750 hPa . Calcular la cantidad de gas presente en el sistema.
- 8.6] Un recipiente de $6,00\text{ dm}^3$ contiene CO_2 gaseoso a $12,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $1,10\text{ atm}$. Calcular el número de moléculas de CO_2 presentes.
- 8.7] Un tanque de $20,0\text{ dm}^3$ contiene eteno (C_2H_4) gaseoso que ejerce una presión de 1260 hPa a una temperatura de $15,0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcular la masa de eteno dentro del tanque.
- 8.8] La densidad de un gas XH_4 a 1370 hPa y $22,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ es $0,895\text{ g dm}^{-3}$. Calcule la cantidad de gas presente en $40,0\text{ g}$ de XH_4 en las condiciones descriptas.
- 8.9] A $25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1055 Torr , $10,78\text{ g}$ de una sustancia simple diatómica ocupan un volumen de $5,00\text{ dm}^3$. Calcular su masa molar e identificar a la sustancia escribiendo su fórmula molecular.

Uso de la ecuación de gases ideales para analizar cambios en el estado de un gas

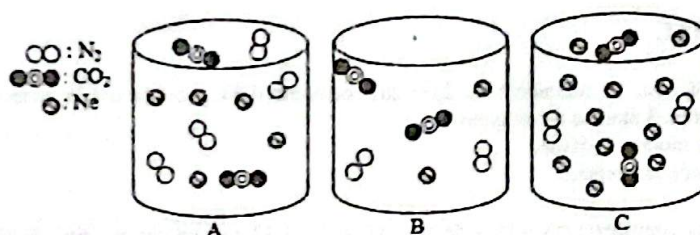
- 8.10] Un volumen de $10,0\text{ dm}^3$ de un gas contenido en un recipiente con tapa móvil ejerce una presión de $1,50\text{ atm}$. Calcular la variación de volumen si, a temperatura constante, se lleva la presión del gas hasta $1,20\text{ atm}$.
- 8.11] Un recipiente contiene una masa de cloro, $\text{Cl}_2(\text{g})$, a $20,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ que ejerce una presión de $1,40\text{ atm}$. El sistema aumenta su temperatura, manteniendo la presión constante hasta duplicar su volumen. Calcular la temperatura final alcanzada, expresada en grados Celsius.
- 8.12] Un recipiente rígido que contiene un gas ejerce una presión de 1350 hPa a una temperatura de $25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Indicar a qué temperatura estará el gas cuando ejerce una presión de $1,00\text{ atm}$.
- 8.13] Una masa de aire contenida en un recipiente de $3,50\text{ L}$ ejerce una presión de 1140 Torr a $40,0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcular la presión, expresada en atmósferas, que ejercerá la misma masa de aire si se expande hasta un volumen de $7,50\text{ L}$ y la temperatura luego de la expansión es de $35,0\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- 8.14] Calcular la variación de volumen, expresada en cm^3 , que experimentará un gas contenido en un recipiente flexible cuyo volumen inicial es $3,00\text{ dm}^3$, si se lo somete a los cambios de estado siguientes:
a) a temperatura constante, se aumenta la presión del gas desde $0,800\text{ atm}$ hasta $0,950\text{ atm}$;
b) se enfría el recipiente desde $2,00\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $-20,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ a presión constante;
c) desde un estado inicial a $2,00\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $0,800\text{ atm}$ hasta un estado final a $30,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $0,700\text{ atm}$.
- 8.15] Un recipiente rígido cerrado de $6,00\text{ L}$ de capacidad contiene O_2 gaseoso a $50,0\text{ atm}$ y $25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcular a qué temperatura (en $^{\circ}\text{C}$) se encuentra el recipiente si la presión del gas cambia a $45,0\text{ atm}$. *Ejercicio de parcial de la cátedra - 2025.*

Mezclas gaseosas

- 8.16] Representar esquemas en los que se muestren las siguientes situaciones:
a) Moléculas de O_2 en un recipiente rígido de volumen V a una presión p_1 y una temperatura T_1 .
b) El mismo recipiente del ítem (a) al que se ha agregado el mismo número de moléculas de N_2 (que de O_2), a la misma temperatura. Indicar cómo son p , V y T comparados con la situación del ítem (a).
c) El mismo recipiente del ítem (b) al que se ha agregado el doble de moléculas (respecto de O_2) de Ar , a la misma temperatura. Indicar cómo son p , V y T comparados con la situación del ítem (b).

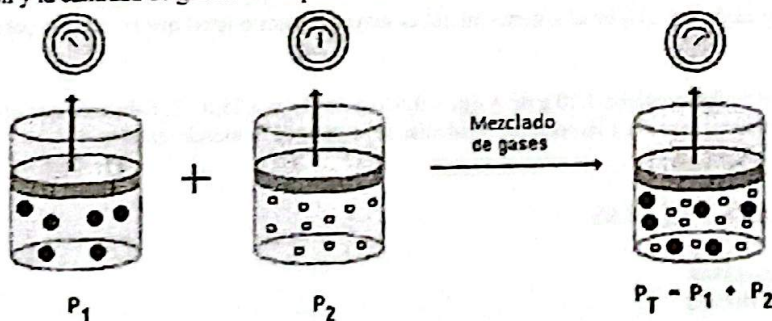
Ordenar los recipientes (a, b, c, d, e) según: i) la masa de gas que contienen; ii) la densidad del gas en su interior; iii) la presión en su interior; iv) la fracción molar de O_2 ; v) la presión parcial de N_2 .

- 8.17] Un recipiente rígido contiene una mezcla de gases compuesta por 25,0 g de metano (CH_4), 16,0 g de etano (C_2H_6) y 8,00 g de agua gaseosa. La presión total de la mezcla es de 1,20 atm. Calcular la fracción molar del metano y la presión parcial del agua gaseosa.
- 8.18] A un recipiente rígido de 9,00 dm³ que contiene 7,45 g de He(g) se le agrega, a temperatura constante, Ne(g) hasta duplicar la presión inicial. Calcular:
a) la densidad de la mezcla gaseosa;
b) la fracción molar del neón en la mezcla.
- 8.19] Los esquemas siguientes representan porciones nanoscópicas de sistemas gaseosos, todos en iguales condiciones de volumen y temperatura.



¿En cuál de los sistemas...

- a) ...la presión es mayor?;
b) ...la presión parcial de neón es menor?;
c) ...la fracción molar de nitrógeno es mayor?
- 8.20] El esquema siguiente representa porciones nanoscópicas de sistemas gaseosos a un volumen constante de 5,00 L y a una temperatura de 298 K. Calcular:
a) la cantidad de gas en el recipiente izquierdo sabiendo que la presión $p_1 = 1,06$ atm;
b) la presión en el recipiente medio (p_2) sabiendo que contiene $9,40 \times 10^{22}$ moléculas de gas;
c) la presión y la cantidad de gas en el recipiente derecho.



- 8.21] Un recipiente rígido contiene $\text{N}_2(\text{g})$ a ciertas temperatura y presión. Si se agrega $\text{O}_2(\text{g})$ al recipiente manteniendo la temperatura constante, elegir el/los enunciado/s que completa/n correctamente la afirmación: "En el sistema final...". Justificar.
a) "...la presión total no variará";
b) "...la fracción molar del N_2 no variará";
c) "...la presión parcial del N_2 no variará";
d) "...la densidad del sistema aumentará".
- 8.22] Un recipiente con tapa móvil contiene cantidades iguales de $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{CO}(\text{g})$. Si se duplica la cantidad de CO_2 manteniendo la presión y la temperatura constantes, elegir el/los enunciado/s que completa/n correctamente la afirmación: "En el sistema final...". Justificar.
a) "...se duplicará la presión parcial del CO_2 ";

- b) "...la cantidad de CO_2 será el doble que la cantidad de CO ";
 c) "...la fracción molar del CO valdrá la mitad que la del CO_2 ";
 d) "...la masa del CO_2 será el doble que la masa de CO ";
 e) "...se duplicará el volumen del recipiente".

- 8.23] Un recipiente con tapa móvil contiene una mezcla gaseosa de 0,600 moles de CO y 0,600 moles de N_2 . A continuación se agregan 0,600 moles adicionales de CO , manteniendo la temperatura y la presión constantes. Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta para el sistema final: (a) La presión parcial de CO es el doble que en el sistema inicial. (b) La fracción molar de CO es el doble que en el sistema inicial. (c) La presión parcial de CO es el doble de la de N_2 . (d) La presión parcial de CO es la mitad de la de N_2 . (e) Las fracciones molares de los dos gases suman 1,80. *Ejercicio de parcial de la cátedra - 2025.*

PRÁCTICA ADICIONAL

- 8.24] A $25,0^\circ\text{C}$ y $0,998 \text{ atm}$, un recipiente de $2,00 \text{ dm}^3$ contiene $6,54 \text{ g}$ de un óxido gaseoso, cuyas moléculas tetratómicas contienen 3 átomos de oxígeno.
 a) Calcular la masa molar del óxido.
 b) Escribir su fórmula molecular.
- 8.25] Una mezcla gaseosa compuesta por $4,00 \text{ g}$ de etino (C_2H_2) y $1,32 \text{ g}$ de un gas no identificado ocupa un volumen de $2,50 \text{ dm}^3$ a $0,00^\circ\text{C}$ y $1,80 \text{ atm}$. Determinar la fórmula del gas no identificado, sabiendo que se trata de una sustancia simple de fórmula X_2 .
- 8.26] En un recipiente rígido de 150 L se inyectaron $2,406 \times 10^{24}$ moléculas de $\text{H}_2(\text{g})$ y $12,0 \text{ g}$ del gas X (la densidad de X medida a $0,00^\circ\text{C}$ y $1,00 \text{ atm} = 0,1786 \text{ g/L}$). Calcular la presión de la mezcla de gases si la temperatura es de $50,0^\circ\text{C}$.
- 8.27] Un recipiente rígido de $6,00 \text{ dm}^3$ contiene CO_2 a $30,0^\circ\text{C}$ y 760 Torr . Manteniendo la temperatura constante, se agregan $2,05 \text{ g}$ de $\text{ZnH}_2(\text{g})$ y la presión aumenta hasta $1,50 \text{ atm}$.
 a) Calcular la presión parcial de ZnH_2 en la mezcla final.
 b) Calcular la masa molar de ZnH_2 .
 c) Indicar si la presión del CO_2 en el sistema inicial es mayor, menor o igual que su presión parcial en la mezcla final.
- 8.28] Un recipiente de $50,0 \text{ L}$ contiene $7,20 \text{ g}$ de $\text{A}_2(\text{g})$ y $0,500 \text{ g}$ de $\text{H}_2(\text{g})$ a $25,0^\circ\text{C}$. Sabiendo que $\rho(\text{A}_2)/\rho(\text{H}_2) = 16,0$ (medidas a las mismas presión y temperatura) calcular la presión de la mezcla gaseosa.

RESPUESTAS SELECCIONADAS

Teoría cinética de los gases

- 8.1] Consultar con el docente.
 8.2] a).
 8.3] 1) $p_A = p_B$. 2) $p_A < p_B$. 3) $p_A < p_B$. 4) $p_A = p_B$. 5) $p_A < p_B$. 6) $p_A > p_B$. 7) $p_A = p_B$. 8) $p_A > p_B$.
 8.4] a).

Cálculo de variables de estado en gases puros

- 8.5] $0,0378 \text{ mol}$.
 8.6] $N(\text{CO}_2) = 1,70 \times 10^{23}$.
 8.7] $29,5 \text{ g}$.
 8.8] $2,50 \text{ mol}$.
 8.9] $M = 38,0 \text{ g/mol}$, F_2 .

Uso de la ecuación de gases ideales para analizar cambios en el estado de un gas

- 8.10] $2,5 \text{ dm}^3$.
 8.11] 313°C .

SERIE 8

- 8.12] 224 K.
8.13] 0,689 atm.
8.14] a) -474 cm^3 ; b) -240 cm^3 ; c) 778 cm^3 .
8.15] $-4,8 \text{ }^\circ\text{C}$.

Mezclas gaseosas

- 8.16] Consultar con el docente.
8.17] $x(\text{CH}_4) = 0,615$; $p(\text{H}_2\text{O}) = 0,210 \text{ atm}$.
8.18] a) $\rho = 5,00 \text{ g/dm}^3$; b) $x(\text{Ne}) = 0,500$.
8.19] a) C; b) B; c) A.
8.20] a) $0,217 \text{ mol}$; b) $0,764 \text{ atm}$; c) $p_T = 1,83 \text{ atm}$, $n_T = 0,373 \text{ mol}$.
8.21] c) y d).
8.22] b) y c).
8.23] c).

Práctica adicional

- 8.24] a) $M = 80,2 \text{ g/mol}$; b) SO_3 .
8.25] N_2 .
8.26] $1,24 \text{ atm}$.
8.27] a) $0,500 \text{ atm}$; b) $17,0 \text{ g/mol}$; c) igual.
8.28] $0,232 \text{ atm}$.

SERIE 9: SOLUCIONES**GUÍA DE ESTUDIO**

- 1) Explicar qué interacciones intervienen en el proceso de disolución de una sustancia iónica y en el de una sustancia covalente en agua.
- 2) Indicar cuáles son las formas más habituales de expresión de las concentraciones de soluciones acuosas y definir las mismas.
- 3) Indicar qué datos son necesarios para convertir la concentración de una solución expresada como concentración molar (molaridad) en: a) %m/V, b) %m/m, c) %V/V; d) molalidad; e) fracción molar.
- 4) ¿Qué significa la expresión "ppm" y en qué casos suele utilizarse?
- 5) Explicar qué relación existe entre la molaridad de una solución acuosa de un electrolito fuerte y las concentraciones de sus iones constituyentes.
- 6) ¿Qué se entiende por dilución de una solución?
- 7) Deducir y analizar la validez de la ecuación $V_d \times C_d = V_c \times C_c$.

EJERCICIOS

Salvo indicación en contrario, las soluciones descritas a partir de este capítulo son acuosas y están a una temperatura de 25 °C. Considerar, además, que la densidad del agua es 1,00 g cm⁻³. Aproximación: en mezclas de líquidos considerar que los volúmenes son aditivos.

La notación [X] es una forma habitual abreviada que significa "concentración de X", expresada en mol/L.

$$[X] = c_X = n_X/V, V \text{ en L (o dm}^3\text{)}$$

Formas de expresar la concentración y preparación de soluciones

- 9.1] El suero fisiológico o también conocido como Solución Salina Normal es una solución estéril de cloruro de sodio. Para preparar esta solución, se disuelven 4,50 g de sal en 550 g de agua. Calcular:
 - a) la masa de la solución;
 - b) la concentración de la solución expresada en %m/m.
- 9.2] La ciprofloxacina es un antibiótico utilizado en gotas oftálmicas. Para preparar la solución, se disuelven 0,750 g de ciprofloxacina en agua suficiente para obtener 250 mL de solución. Calcular su concentración expresada en %m/V.
- 9.3] Se desean preparar 450 mL de solución 1,25 M de NaBrO₄. Calcular la masa de soluto necesaria.
- 9.4] Se disuelven en agua 16,0 g de sacarosa ($M = 342 \text{ g/mol}$) y se obtienen 340 g de solución cuya densidad es 1,05 g/mL. Calcular la concentración molar de la solución.
- 9.5] Se preparó una solución mezclando 4,00 g de NH₃ con 70,0 g de H₂O. La densidad de la solución a cierta temperatura es 0,982 g/mL. Calcular la molaridad de la solución.
- 9.6] Calcular el volumen de metanol (CH₃OH, $\rho = 0,792 \text{ g/mL}$) necesario para obtener 2,25 L de solución acuosa 0,485 M.
- 9.7] Se desean preparar 480 cm³ de solución acuosa de HNO₃ 22,0 %m/m, $\rho = 1,30 \text{ g/cm}^3$. Calcular:
 - a) las masas de soluto y de solvente necesarias;
 - b) la concentración de la solución expresada en %m/V.

SERIE 9

QUÍMICA, Di Rísio | CBC - UBA

- 9.8] El ácido cítrico se utiliza en la formulación de jugos con sabor a lima-limón. Un jugo tiene una concentración 0,950 M en ácido cítrico ($M = 192 \text{ g/mol}$) y una densidad de $1,17 \text{ g/cm}^3$. Calcular la concentración en %m/m del ácido cítrico en dicho jugo.
- 9.9] El ácido ortofosfórico (H_3PO_4) se utiliza en la formulación de bebidas gaseosas. Una gaseosa tiene una densidad de $1,19 \text{ g/cm}^3$ y una concentración de H_3PO_4 de 0,0980 %m/m. Calcular la concentración molar de la solución.
- 9.10] Se tienen 500 cm^3 de solución de H_2SO_4 0,620 M, ($\rho = 1,032 \text{ g/cm}^3$). Expresar su concentración en %m/V.
- 9.11] Se preparó una solución acuosa disolviendo 10,0 mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$, $\rho = 0,789 \text{ g/mL}$) en un volumen suficiente de agua para obtener 100 mL de solución ($\rho = 0,982 \text{ g/mL}$). Calcular la concentración de etanol en la solución, expresada como: a) %V/V; b) %m/m; c) %m/V; d) molaridad.
- 9.12] El coñac es una bebida que contiene etanol cuya concentración es 39,5 % V/V. Sabiendo que la densidad del etanol es $0,789 \text{ g/cm}^3$, calcular la concentración molar del etanol en el coñac.
- 9.13] Se requiere preparar 400 cm^3 de una solución 10,0 %m/m de HCl, cuya densidad es $1,02 \text{ g cm}^{-3}$. Calcular:
a) las masas de soluto y de solvente necesarias;
b) la concentración en %m/V;
c) la molaridad de la solución.

Electrolitos

- 9.14] Escribir la ecuación química balanceada para la disociación de los electrolitos fuertes siguientes en agua:
a) NaF; b) MgCl_2 ; c) K_3PO_4 ; d) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_3$.
- 9.15] Ordenar las soluciones siguientes de menor a mayor concentración molar de aniones cloruro: a) KCl 0,00400 M; b) FeCl_3 0,0100 M; c) CaCl_2 0,0300 M; d) FeCl_2 0,0250 M. ¿Cuál es, en cada caso, la concentración molar del catión?
- 9.16] Se cuenta con una solución de KNO_3 donde la concentración molar de cationes potasio vale 0,0500 M. Calcular el volumen de solución que contiene 0,0125 moles de KNO_3 .
- 9.17] Se dispone de una solución de MnCl_2 3,00 %m/V. Expresar la concentración de la solución como %m/V de anión cloruro y de catión manganeso(II).
- 9.18] Se tiene una solución de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 5,22 %m/V. Calcular la concentración molar de iones nitrato en dicha solución.
- 9.19] Calcular el % m/V de una solución de FeCl_3 cuya concentración de ion cloruro es 0,600 M.
- 9.20] Se cuenta con una solución de $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ donde $[\text{ClO}_4^-] = 0,0150 \text{ M}$. Calcular:
a) la masa de $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ que hay disuelta en $2,15 \text{ dm}^3$ de solución;
b) la concentración de $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ en %m/V.
- 9.21] Se tienen 2 frascos, A y B, con soluciones de NaCl. El frasco A contiene una solución de concentración 9,00 % m/m y densidad $1,07 \text{ g cm}^{-3}$. El frasco B contiene una solución de concentración 1,00 M. Determinar $[\text{Na}^+]$ en el frasco de la solución más concentrada. *Problema de examen de la Cátedra.*

Dilución

- 9.22] Se dispone de $75,0 \text{ cm}^3$ de solución acuosa de hidróxido de potasio 2,00 M y se agrega agua hasta un volumen final de solución de 120 cm^3 . ¿Cuál es la molaridad de la nueva solución?

- 9.23] Se tienen 3,00 dm³ de una solución de KCl 1,20 M. ¿Qué volumen de agua debe agregarse para obtener una solución 0,300 M?
- 9.24] Se agregó agua a una solución concentrada de H₃PO₄ hasta duplicar su volumen. Se obtuvieron así 0,800 L de H₃PO₄ (ac) 0,100 M. Calcular para la solución inicial:
a) el volumen utilizado, expresado en cm³;
b) la masa de soluto que contiene;
c) la concentración, expresada en %m/V.
- 9.25] Un frasco contiene 420 mL de una solución de ácido nítrico cuya densidad es $\rho = 1,193 \text{ g/cm}^3$. Se le agrega agua hasta un volumen de 1,25 dm³, obteniéndose una solución cuya concentración es 1,50 M. Calcular la concentración de la solución de partida, expresada en %m/m.
- 9.26] Un estudiante necesita preparar 1,25 L de una solución donde la concentración molar de aniones sea 0,0600 M. Para ello realiza una dilución con agua de una solución de FeCl₂ de concentración 0,0600 M. ¿Qué volumen de esta solución concentrada debe utilizar? Expresar el resultado en mL. *Problema de examen de la Cátedra.*
- 9.27] 125 mL de una solución 1,60 M de K₂SO₄ se diluyen con agua hasta un volumen final de 0,750 dm³. Calcular la concentración de catión K⁺ en la solución diluida, expresada en %m/V. *Problema de examen de la Cátedra.*
- 9.28] Se diluyen con agua 250 cm³ de una solución de CuSO₄ 0,740 %m/V hasta un volumen final de 2,00 dm³. Calcular:
a) la masa de soluto en la solución concentrada;
b) la molaridad de la solución final;
c) la concentración en mmol/L de los iones Cu(II) en la solución original.
- 9.29] Se desean preparar 500 mL de solución acuosa de HClO₄ de concentración 0,150 M.
a) ¿Qué volumen de solución acuosa del mismo soluto de concentración 69,0 %m/m y densidad 1,32 g/cm³ será necesario?
b) Indicar cómo se podría proceder en el laboratorio para obtener la solución requerida.
c) Calcular qué cantidad de soluto contendría 1,00 L de solución diluida.
- 9.30] Se dispone en el laboratorio de una botella de H₂SO₄ comercial cuya concentración es 98,0 %m/m y $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$, con la cual se deben preparar diferentes soluciones. Calcular el volumen de la solución concentrada a utilizar en cada caso.
a) 5,00 L de solución 1,50 M.
b) 450 mL de solución 5,00 M.
c) 2,00 dm³ de solución 3,00 M.
- 9.31] Dada una solución de CoCl₂ 1,45 %m/V, se quieren preparar 250 mL de una solución 0,100 M. Calcular:
a) el volumen necesario de la solución concentrada;
b) la concentración, expresada en mol/L, de iones cloruro en la solución diluida.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 9.32] La densidad del etanol (C₂H₅OH) acuoso 10,0 %m/m es 0,984 g/mL.
a) Calcular la molaridad de la solución.
b) ¿Qué volumen de solución contiene 0,125 mol de etanol?
- 9.33] Ciertas patologías requieren la administración de soluciones parenterales (sueros) que contienen nutrientes, electrolitos o fármacos. Un paciente necesita que le sean suministrados 100 g de glucosa en las siguientes 12 horas. Calcular el volumen, expresado en litros, de solución de glucosa 5,00 %m/V necesario para dicho propósito.

SERIE 9

- 9.34] Se desean preparar 300 cm³ de una solución 8,00 %m/m de HF ($M = 20,0 \text{ g mol}^{-1}$), cuya densidad es 1,03 g cm⁻³. Calcular:
- las masas de soluto y de solvente necesarias;
 - la concentración expresada en %m/V;
 - la concentración molar.
- 9.35] El ácido sulfúrico se utiliza en la fabricación de papel, abonos, textiles, detergentes, colorantes, etc. En la industria el ácido sulfúrico se produce, por lo general, con una concentración de 98,0 %m/m y densidad 1,84 g/mL. Para este ácido concentrado, calcular:
- su concentración molar;
 - el volumen de solución que contiene 120 g de ácido.
- 9.36] La concentración de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $\rho = 0,189 \text{ g/cm}^3$) en una cerveza es 1,04 M. Expresar dicha concentración como %V/V.
- 9.37] Se dispone de 0,520 kg de solución acuosa de cloruro de hierro(III), 52,0 %m/V, cuya densidad es 1,36 g cm⁻³. Se le agregan 650 cm³ de agua. Calcular la concentración de la solución obtenida, expresada en %m/m.

La concentración normal de cationes sodio en sangre es de aproximadamente 140 mmol/L y la de cationes potasio es de 4 mmol/L.

- 9.38] La hipokalemia es un desequilibrio electrolítico consistente en la disminución de la concentración de iones potasio en sangre. Esto puede ocurrir por pérdida de líquidos corporales, como por ejemplo, al realizar una actividad física prolongada con gran sudoración, lo cual puede provocar calambres, fatiga muscular y otros trastornos. Para evitarlo, los deportistas suelen hidratarse con una bebida que contiene un alto contenido de electrolitos. La etiqueta de dicha bebida informa que una porción de 240 mL contiene 110 mg de cationes sodio y 30,0 mg de cationes potasio. Calcular las concentraciones de ambos iones en dicha bebida, expresadas en mmol/L.
- 9.39] Se tienen tres frascos con distintas soluciones de nitrato de plata. El frasco A tiene 10,0 L de solución 10,0 %m/m, $\rho = 1,09 \text{ g cm}^{-3}$. El frasco B contiene 1,00 L de una solución 5,00 M. El frasco C contiene 150 cm³ de una solución 10,0 %m/V. Ordenar las soluciones según: a) concentración creciente; b) masa de soluto creciente.
- 9.40] Dos frascos A y B contienen volúmenes iguales de dos soluciones distintas. El frasco A contiene solución de NaCl 8,00 %m/m, $\rho = 1,19 \text{ g cm}^{-3}$ y el frasco B contiene solución de NaCl 2,00 M ($M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$).
- Determinar la masa de soluto presente en 100 cm³ de la solución del frasco B.
 - Determinar la concentración molar de la solución más diluida.
 - Expresar la concentración de la solución contenida en el frasco A en %m/V.
- Problema de examen de la Cátedra.*

RESPUESTAS SELECCIONADAS

EJERCICIOS

- a) 555 g; b) 0,812 %m/m.
- 0,300 %m/V.
- 94,0 g.
- 0,144 M.
- 3,12 M.
- 44,1 mL.
- a) 137 g de soluto y 487 g de solvente; b) 28,6 %m/V.
- 15,6 %m/m.

- 9.9] 0,0119 M.
 9.10] 6,08 %m/V.
 9.11] a) 10,0 %V/V; b) 8,03 %m/m; c) 7,89 %m/V; d) 1,72 M.
 9.12] 6,78 M.
 9.13] a) 40,8 g de soluto y 367 g de solvente; b) 10,2 %m/V; c) 2,79 M.
 9.14] a) $\text{NaF}(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+(ac) + \text{F}^-(aq)$; b) $\text{MgCl}_2(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}^{2+}(ac) + 2 \text{Cl}^-(ac)$;
 c) $\text{K}_3\text{PO}_4(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 3 \text{K}^+(ac) + \text{PO}_4^{3-}(ac)$; d) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ni}^{2+}(ac) + 2 \text{NO}_3^-(ac)$
 9.15] a) < b) < d) < c); $[\text{K}^+] = 0,00400 \text{ M}$, $[\text{Fe}^{3+}] = 0,0100 \text{ M}$, $[\text{Cu}^{2+}] = 0,0300 \text{ M}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0,0250 \text{ M}$.
 9.16] 250 mL.
 9.17] anión: 1,69 %m/V; catión: 1,31 %m/V.
 9.18] 0,704 M.
 9.19] 3,24 %m/V.
 9.20] a) 3,85 g; b) 0,179 %m/V.
 9.21] 1,65 M.
 9.22] 1,25 M.
 9.23] 9,00 L.
 9.24] a) 400 cm³; b) 7,84 g; c) 1,96 %m/V.
 9.25] 23,6 %m/m.
 9.26] 625 mL.
 9.27] 2,09 %m/V.
 9.28] a) 1,85 g; b) $5,80 \times 10^{-3} \text{ M}$; c) 46,4 mmol/L.
 9.29] a) 8,27 mL; c) 0,150 mol.
 9.30] a) 407 mL; b) 122 mL; c) 326 mL.
 9.31] a) 224 cm³; b) 0,200 M.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 9.32] a) 2,14 M; b) 58,4 mL.
 9.33] 2,00 L.
 9.34] a) 24,7 g de HIF y 284 g de agua; b) 8,24 %m/V; c) 4,12 M.
 9.35] a) $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18,4 \text{ M}$; b) 66,5 mL.
 9.36] 6,08 %V/V.
 9.37] 17,0 %m/m.
 9.38] $[\text{Na}^+] = 19,9 \text{ mmol/L}$; $[\text{K}^+] = 3,20 \text{ mmol/L}$.
 9.39] a) C < A < B; b) C < B < A.
 9.40] a) 11,7 g; b) 1,63 M; c) 9,52 %m/V.

SERIE 10: REACCIONES QUÍMICAS**GUÍA DE ESTUDIO**

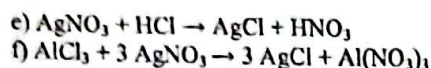
- 1) ¿Qué se entiende por cambio físico y qué por cambio químico?
- 2) Explicar qué indica una ecuación química y cuál es el significado de los coeficientes estequiométricos.
- 3) Describir las principales características de las reacciones de combustión. ¿Cuáles son los productos de la reacción de combustión completa de un hidrocarburo? ¿Y los de una reacción de combustión incompleta? ¿Cuáles son los peligros relacionados con una reacción de combustión de hidrocarburos incompleta?
- 4) Buscar información sobre las reacciones de neutralización o ácido-base y cuáles son sus características principales. Escribir una ecuación química que represente dicha reacción.
- 5) Indicar qué se entiende por reacción redox e identificar en ella al agente oxidante, al agente reductor y los cambios producidos en los números de oxidación.
- 6) Explicar el significado de pureza de una muestra o material.
- 7) ¿Qué significa que un reactivo dado sea el limitante de una reacción química?
- 8) ¿Cómo influye la pureza de los reactivos en la cantidad de los productos obtenidos?
- 9) ¿Qué significa el rendimiento de una reacción química y cómo se expresa?
- 10) Argumentar las diferencias entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.

EJERCICIOS**Cambios y reacciones**

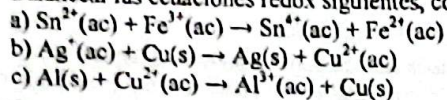
- 10.1] Responder si los procesos siguientes son ejemplos de un cambio físico o de un cambio químico: a) disolución en agua de cloruro de sodio; b) combustión de butano; c) evaporación de etanol; d) descomposición de agua; e) dilución de una solución acuosa de NaCl.
- 10.2] Escribir la ecuación química balanceada que representa a cada uno de los procesos químicos siguientes:
 - a) el sodio elemental reacciona con agua para producir gas hidrógeno e hidróxido de sodio acuoso;
 - b) el hidrogenocarbonato de sodio (sólido) se descompone por calentamiento en hidróxido de sodio (sólido blanco) y dióxido de carbono gaseoso.
 - c) la combustión completa del propano (C_3H_8) y del 1-hexeno (C_6H_{12}).
 - d) la reacción que ocurre al ingerir un comprimido con función anti ácida, que contiene hidróxido de magnesio, y el ácido clorhídrico del estómago.
- 10.3] Balancear las siguientes ecuaciones químicas e indicar a qué tipo de reacción química corresponden.
 - a) $Mg(s) + HCl(ac) \rightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$
 - b) $CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 - c) $Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$
 - d) $Mg(s) + N_2(g) \rightarrow Mg_3N_2(s)$
 - e) $Al(OH)_3(s) + HCl(ac) \rightarrow AlCl_3(ac) + H_2O(l)$

La reacción c) del ejercicio anterior es la base de la pila inventada en 1836 por John Frederic Daniell, químico y meteorólogo británico. Su diseño permite aprovechar la energía eléctrica involucrada en esta reacción para, por ejemplo, encender un LED.

- 10.4] Determinar cuáles de las ecuaciones siguientes corresponden a reacciones redox e identificar en éstas las sustancias que actúan como agente oxidante (AO) y agente reductor (AR).
 - a) $Fe_2O_3 + 3 Mg \rightarrow 3 MgO + 2 Fe$
 - b) $2 FeCl_3 + 2 KI \rightarrow 2 FeCl_2 + I_2 + 2 KCl$
 - c) $MnO_2 + 4 HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2 H_2O$
 - d) $PCl_3 + 4 H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5 HCl$

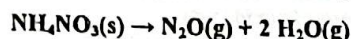


10.5] Balancear las ecuaciones redox siguientes, correspondientes a reacciones que ocurren en solución acuosa:



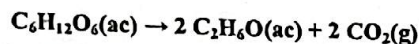
Cálculos estequiométricos

10.6] Se prepara óxido nitroso, conocido como "gas hilarante" (investigar por qué recibe ese nombre y cuáles son sus aplicaciones), por descomposición térmica de 100 g de nitrato de amonio, según la ecuación química siguiente:



- a) Calcular la masa de óxido nitroso que se obtiene.
 b) Calcular la masa de agua que se obtiene.

10.7] La fermentación es un proceso de descomposición controlada que ocurre por acción de microorganismos. La glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) fermenta dando etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$) y dióxido de carbono, según representa la ecuación química siguiente:



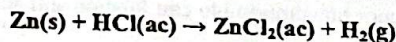
Se fermentan 50,0 g de glucosa.

- a) Calcular la cantidad de etanol que se produce.
 b) ¿Qué volumen ocuparía el gas producido si ejerciera una presión de 1,00 atm en un recipiente previamente vacío a 25,0 °C?

10.8] Considerando la reacción de combustión completa del etano, C_2H_6 ,

- a) Escribir la ecuación balanceada que la representa.
 b) Calcular la masa de etano que reacciona cada 100 g de CO_2 que se produce.
 c) Calcular la cantidad de oxígeno que reacciona cada 100 g de H_2O que se produce.

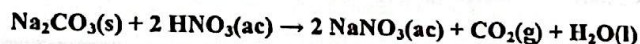
10.9] Por reacción de zinc elemental con $\text{HCl}(\text{ac})$ 0,800 M se obtuvieron 2,50 dm³ de $\text{H}_2(\text{g})$ medidos a 20,0 °C y 1,00 atm. La ecuación química (no balanceada) que representa a la reacción es:



- a) Calcular la masa de cinc que reaccionó.
 b) Calcular el volumen de $\text{HCl}(\text{ac})$ necesario para que reaccione la masa de zinc calculada en el ítem anterior.

Pureza de reactivos

10.10] Al mezclar 5,00 g de soda Solvay (Na_2CO_3 de 92,0 % de pureza) con exceso de HNO_3 en solución acuosa, se produjo la reacción, representada por la ecuación química siguiente:

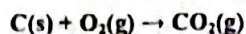


- a) Calcular la masa de impurezas en la muestra de soda Solvay.
 b) Calcular la cantidad de dióxido de carbono obtenido.

10.11] Al mezclar 42,5 g de una muestra de BaCl_2 impuro con exceso de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$, se produjo una reacción en la que se obtuvieron 40,0 g de $\text{BaSO}_4(\text{s})$, y determinada cantidad de ácido clorhídrico.

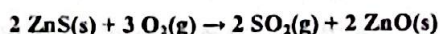
- a) Escribir la ecuación química que representa a la reacción.
 b) Calcular la pureza de la muestra utilizada.
 c) Calcular el volumen mínimo de solución de ácido sulfúrico 0,900 M que se necesita para que reaccione el cloruro de bario puro.

- 10.12] El coque es un combustible sólido con alto contenido en carbono. Al quemar 2,00 kg de coque con exceso de oxígeno, se obtuvieron 3500 L de CO_2 medidos a 27,0 °C y 1,00 atm, según:



- Calcular el %m/m de carbono en el coque utilizado.
- Calcular la masa de impurezas presentes en la muestra de coque utilizada.

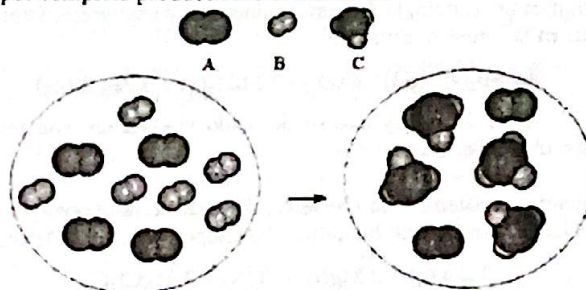
- 10.13] El dióxido de azufre puede obtenerse industrialmente por reacción del oxígeno del aire con un mineral llamado *blenda*, que contiene 74,0 % de sulfuro de cinc. La reacción que ocurre es representada por la siguiente ecuación:



Calcular la masa de mineral necesaria para obtener 500 kg de $\text{SO}_2(\text{g})$.

Reactivo limitante

- 10.14] El siguiente esquema representa a nivel nanoscópico la reacción de las moléculas de A con las moléculas de B, quienes al reaccionar por completo producen moléculas de C.

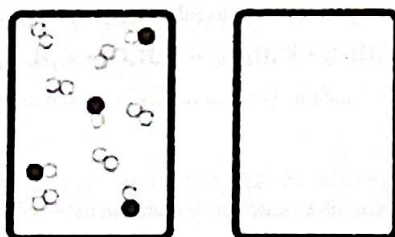


- Elegir cuál de las siguientes reacciones representa la transformación del esquema anterior:

- $3\text{A} + \text{B} \rightarrow 4\text{C}$
- $\text{A} + 3\text{B} \rightarrow 2\text{C}$
- $4\text{A} + 6\text{B} \rightarrow 2\text{C}$

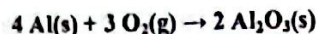
- Indicar si alguno de los reactivos está en exceso. Si es así, identificarlo (A, B o C) e indicar cuántas moléculas quedaron sin reaccionar.

- 10.15] El esquema de la izquierda representa una porción nanoscópica de un recipiente que contiene oxígeno (OO) y monóxido de carbono ($\bullet\text{O}$), quienes al reaccionar por completo producen dióxido de carbono (CO_2).



- Escribir la ecuación balanceada que representa a la reacción descrita.
- Indicar para este esquema cuál es el reactivo limitante.
- Dibujar en el esquema de la derecha las partículas que representan el estado final del sistema.

- 10.16] El aluminio en contacto con el oxígeno del aire se oxida fácilmente recubriéndose de una película dura y transparente de óxido de aluminio que lo protege de una oxidación posterior. La ecuación que representa la reacción es:



Determinar cuál es el reactivo limitante si se hacen reaccionar:

- a) 21,6 g de aluminio con 21,6 g de oxígeno.
b) 21,6 g de aluminio con 0,600 mol de oxígeno.
- 10.17] Al mezclar 80,0 g de cobre con 1,50 dm³ de solución de ácido nítrico 4,00 M, se produjo la reacción representada con la siguiente ecuación:

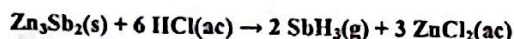


Calcular:

- a) el volumen de NO₂(g) obtenido, medido a una temperatura de 37,0 °C y una presión de 2,00 atm;
b) la masa que quedó sin reaccionar del reactivo en exceso.

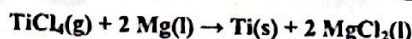
Rendimiento de una reacción

- 10.18] El estibano, SbH₃(g), se emplea en tecnología de semiconductores y una de sus formas de obtención es a través de la reacción, representada en la siguiente ecuación:



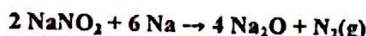
Se hicieron reaccionar 17,0 kg de Zn₃Sb₂ y exceso de ácido clorhídrico, con un rendimiento del 14,0 %. Calcular la masa de estibano obtenida.

- 10.19] El titanio es un metal liviano y resistente a la corrosión. En una de las etapas de su obtención industrial, el tetracloruro de titanio se reduce con magnesio fundido a alta temperatura, según la ecuación:



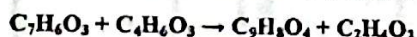
En un proceso determinado, se hicieron reaccionar 200 kg de tetracloruro de titanio (TiCl₄) con un exceso de magnesio y se obtuvieron 40,9 kg de titanio metálico.

- a) Calcular el rendimiento de la reacción.
b) ¿Qué cantidad de MgCl₂ se obtuvo?
- 10.20] El óxido de sodio puede obtenerse por reacción del nitrito de sodio con el metal, según:



Calcular la masa de sodio elemental necesaria para producir 500 g de óxido, si el rendimiento fuese del 90,0 %.

- 10.21] La aspirina (C₉H₈O₄) se produce por reacción del ácido salicílico (C₇H₆O₃) con anhídrido acético (C₄H₆O₃):

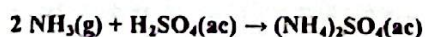


Se desea producir 1,00 kg de aspirina. Calcular la masa de ácido salicílico necesaria si el rendimiento fuese del: a) 100 %; b) 80,0 %.

- 10.22] Te proponemos que resuelvas el ejercicio 16 del capítulo 10 "Los cambios químicos" del libro "Química Básica" para saber más acerca de los cambios químicos y cómo se metaboliza la glucosa en el organismo.

Cálculos estequiométricos integradores

- 10.23] El (NH₄)₂SO₄ es un compuesto que se utiliza en fertilizantes comerciales. Se obtiene a partir de amoníaco y ácido sulfúrico, según:



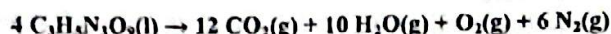
El rendimiento de la reacción es del 93,0 %. Si se desean producir 100 g de sal, ¿qué volumen de H₂SO₄(ac) 3,50 M será necesario?

10.24] Se hizo reaccionar cloro con hidróxido de sodio, obteniéndose 2,50 g de agua, según:



- Calcular la cantidad de aniones cloruro obtenidos.
- ¿Se trata de una reacción redox? ¿Por qué?
- Calcular el volumen ocupado por el cloro que reaccionó, medido a 300 K y 1,00 atm.

10.25] Una forma de descomposición de la nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) puede representarse con la ecuación química siguiente:



En un recipiente vacío y rígido de 100 mL se introducen 2,69 g de nitroglicerina. Provocada la descomposición completa según la ecuación química anterior.

- Calcular la presión de la mezcla gaseosa cuando la temperatura alcanza los 1000 °C.
- Calcular la fracción molar del nitrógeno en la mezcla gaseosa.

10.26] Se hacen reaccionar 25,0 g de una muestra de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ que contiene 15,0 % de impurezas inertes con 0,500 L de HCl(ac) 1,50 M, según la ecuación:

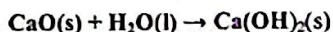


- Indicar cuál es el reactivo en exceso y qué cantidad de dicho reactivo quedará sin reaccionar.
- Calcular el rendimiento de la reacción si en las condiciones del enunciado se obtienen 20,5 g de CaCl_2 .

10.27] El aluminio en polvo reacciona con HCl(ac) dando como productos AlCl_3 disuelto e H_2 gaseoso. Luego de mezclar 90,0 g de una muestra de aluminio (90,0 % de pureza) con 5,00 dm³ de solución de HCl 2,00 M, se obtuvieron 55,0 dm³ de $\text{H}_2(\text{g})$ medidos a 25 °C y 1,60 atm.

- Escribir la ecuación química balanceada.
- Seleccionar en cada sub ítem la respuesta que se considere correcta:
 - El rendimiento de la reacción fue: i) 40,0 %; ii) 72,0 %; iii) 75,0 %; iv) 80,0 %; v) ninguna de las anteriores es correcta.
 - La masa de AlCl_3 formada fue: i) 400 g; ii) 320 g; iii) 267 g; iv) 160 g; v) ninguna de las anteriores es correcta.
 - Quedaron sin reaccionar: i) 146 g de HCl ; ii) 73,0 g de HCl ; iii) 9,00 g de Al ; iv) 36,5 g de HCl ; v) ninguna de las anteriores es correcta.

10.28] La "cal apagada", Ca(OH)_2 , se obtiene agregando agua a la "cal viva", CaO . Se hacen reaccionar 28,0 g de cal viva con 18,0 g de agua, según:



- Determinar cuál es el reactivo limitante.
- Calcular la masa de cal apagada que puede obtenerse.
- Si la pureza de la cal viva fuese del 90,0 % y se usará la misma masa de ésta, ¿se obtendría mayor, menor o igual cantidad de hidróxido de calcio? Justificar.

10.29] Se mezclaron 9,00 g de una muestra de MnO_2 impuro con exceso de solución 0,500 M de HCl , los cuales reaccionaron con un 80,0 % de rendimiento formando 8,00 g de MnCl_2 según la siguiente ecuación:



- Calcular el porcentaje de pureza de la muestra utilizada.
- Calcular el volumen, expresado en mililitros, de la solución de HCl que reaccionó en las condiciones indicadas en el enunciado.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 10.30] Al mezclar 15,0 g de una muestra de MgCO_3 impuro con exceso de $\text{HCl}(\text{ac})$, se produjo la reacción, representada en la siguiente ecuación:



El dióxido de carbono obtenido se recogió en un recipiente rígido de 10,0 dm³ a 22,0 °C, ejerciendo una presión de 0,400 atm.

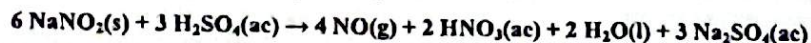
- Calcular la pureza de la oxosal.
 - Calcular el volumen de una solución 2,00 M del ácido que se necesitaría como mínimo para que reaccione todo el MgCO_3 .
 - Si el rendimiento de la reacción fuese del 85,0 % sin modificar el resto de las condiciones, la presión ejercida por el CO_2 sería: ¿mayor, menor o igual a 0,400 atm? Justificar.
- 10.31] El carbonato de cobre (II) se descompone a altas temperaturas, obteniendo dióxido de carbono y un sólido negro utilizado como pigmento para cerámicas. El proceso simplificado puede representarse en la siguiente ecuación química:



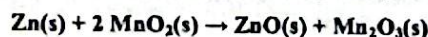
Si se calienta una muestra de 0,500 kg de carbonato de cobre (II) (85,0 % de pureza) al finalizar la reacción se obtiene un polvo negro de óxido de cobre (II) y dióxido de carbono que es recolectado en un recipiente de 50,0 dm³ a 100 °C y una presión de 1,26 atm.

Seleccione la opción correcta:

- La muestra se consume completamente.
 - Se obtienen 164 g de óxido de cobre (II).
 - La reacción ocurre con un rendimiento del 80,0 %.
 - Se obtienen 274 g de óxido de cobre (II).
 - La reacción ocurre con un rendimiento del 85,0 %.
- 10.32] El ácido nítrico puede obtenerse, a escala de laboratorio, por reacción de nitritos con ácido sulfúrico. Al mezclar 100 g de una muestra de nitrito de sodio (90,0 % de pureza) con exceso de ácido sulfúrico en solución acuosa 2,00 M, se produjo la reacción representada por la siguiente ecuación:



- El $\text{NO}(\text{g})$ obtenido se recogió en un recipiente rígido de 10,0 dm³ a 20,0 °C. Calcular la presión ejercida por dicho gas.
 - ¿Cuál es el volumen mínimo de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ necesario para que reaccione todo el NaNO_2 ?
- 10.33] En las pilas alcalinas, el polo negativo es una pasta de zinc en polvo mezclado con KOH , mientras que el polo positivo es carbono (grafito) comprimido con MnO_2 . La ecuación global que ocurre es la siguiente:

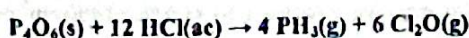


- Si reaccionan 5,00 g de MnO_2 y el rendimiento de la reacción es del 93,0 %, determinar la masa de ZnO que se obtiene.
 - ¿Cuál es el agente oxidante y cuál es el cambio producido en el estado de oxidación del elemento que se reduce?
- 10.34] Al mezclar 5,00 dm³ de solución de hidróxido de sodio 2,00 M con 430 g de una muestra de fosfato de amonio (pureza 80,0 %), se produjo la ecuación:



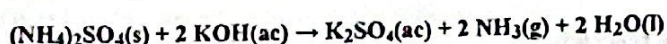
Si el rendimiento fue del 75,0 %, calcular el volumen ocupado por el $\text{NH}_3(\text{g})$ obtenido, medido a una temperatura de 20,0 °C y a una presión de 1,50 atm.

- 10.35] Al reaccionar una muestra de P_4O_6 (83,0 % de pureza) con exceso de $HCl(ac)$ 0,750 M se obtuvo 1,00 mol de fosfina con 89,0 % de rendimiento, según:

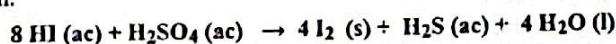


- Calcular la masa de muestra que se utilizó en la reacción.
- Calcular el volumen mínimo de $HCl(ac)$ utilizado.
- Indicar, justificando brevemente, qué ocurriría con la cantidad de fosfina obtenida si la solución de HCl tuviera una concentración mayor que aquella de la solución utilizada.
- Dar el nombre del agente reductor.

- 10.36] Una muestra de 382 g de sulfato de amonio (pureza 83,0%) se pone a reaccionar con suficiente cantidad de KOH según la ecuación, la reacción presenta un rendimiento del 80,0%:



- Calcular la cantidad de amoníaco obtenido.
 - Si se utilizaran 382 g de muestra de mayor pureza que la indicada en el enunciado, y se mantuvieran iguales el resto de las condiciones anteriores, ¿cuál/es de las siguientes opciones sería/n correcta/s?: a) reaccionaría mayor cantidad de KOH , b) aumentaría el rendimiento, c) aumentaría la masa de NH_3 obtenida, d) disminuiría la masa de agua. Justifique claramente su elección. *Problema de examen de la Cátedra.*
- 10.37] Una posible reacción entre el ácido yodhídrico y el ácido sulfúrico en caliente y concentrado, está representada por la siguiente ecuación:



Indicar el cambio en el estado de oxidación (signo y número) del agente oxidante e identificarlo con su fórmula química y nombre. *Problema de examen de la Cátedra.*

- 10.38] Te proponemos que hagas el ejercicio 28 del capítulo 10 "Los cambios Químicos" del libro "Química Básica" para aplicar lo que aprendiste en esta serie sobre la descomposición de la urea, que se usa como fertilizante y en alimentos balanceados.

RESPUESTAS SELECCIONADAS

Cambios y reacciones

- 10.1] Cambios químicos: b) y d).
 10.2] a) $2Na(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + 2 NaOH(ac)$; b) $NaHCO_3(s) \rightarrow NaOH(s) + CO_2(g)$;
 c) $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$; $C_6H_{12}(g) + 9 O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(g) + 6 H_2O(g)$; e) $Mg(OH)_2(s) + 2 HCl(ac) \rightarrow MgCl_2(ac) + 2 H_2O(l)$
 10.3] a) $Mg(s) + 2 HCl(ac) \rightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$, redox; b) $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(g)$, combustión/redox; c) $Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$, redox; d) $3 Mg(s) + N_2(g) \xrightarrow{800^\circ C} Mg_3N_2(s)$, síntesis/redox. e) $Al(OH)_3(s) + 3 HCl(ac) \rightarrow AlCl_3(ac) + 3 H_2O(l)$ neutralización/ac-base.
 10.4] a) AO: Fe_2O_3 , AR: Mg ; b) AO: $FeCl_3$, AR: KI ; c) AO: MnO_2 , AR: Cl_2 .) No es una reacción redox.
 10.5] a) $Sn^{2+}(ac) + 2 Fe^{3+}(ac) \rightarrow Sn^{4+}(ac) + 2 Fe^{2+}(ac)$; b) $2 Ag^+(ac) + Cu(s) \rightarrow 2 Ag(s) + Cu^{2+}(ac)$;
 c) $2 Al(s) + 3 Cu^{2+}(ac) \rightarrow 2 Al^{3+}(ac) + 3 Cu(s)$.

Cálculos estequiométricos

- 10.6] a) 55,0 g; b) 45,0 g.
 10.7] a) 0,555 mol; b) 13,6 dm³.
 10.8] a) $C_2H_6 + 7/2 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$ o $2 C_2H_6 + 7 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 6 H_2O$; b) 34,2 g; c) 6,48 mol.
 10.9] a) 6,79 g; b) 260 cm³.

Pureza de reactivos

- 10.10] a) 400 mg o 0,40 g; b) $4,34 \times 10^{-2}$ mol.
 10.11] a) $\text{BaCl}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{ac})$; b) 84,0 %; c) 190 cm^3 o 0,190 dm^3 .
 10.12] a) 85,3 %; b) 293 g.
 10.13] $1,03 \times 10^3$ kg.

Reactivo limitante

- 10.14] a) 2; b) A (2 moléculas).
 10.15] a) $\text{CO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ o $2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g})$; b) CO; c) contendrá 4 moléculas de CO_2 y 4 moléculas de O_2 .
 10.16] a) aluminio; b) ninguno, sus cantidades son estequiométricas.
 10.17] a) 32,0 dm^3 ; b) HNO_3 , 61,0 g.

Rendimiento de una reacción

- 10.18] 1,35 kg.
 10.19] a) 81,0 %; b) $1,71 \times 10^3$ mol.
 10.20] 309 g.
 10.21] a) 767 g; b) 958 g.
 10.22] Verlo en el libro *Química Básica* de la bibliografía recomendada.

Cálculos estequiométricos integradores

- 10.23] 232 cm^3 .
 10.24] a) 139 mmol o 0,139 mol; b) Si, se trata de una reacción redox; c) 3,42 dm^3 .
 10.25] a) $p = 89,6$ atm; b) $x(\text{N}_2) = 0,207$.
 10.26] a) HCl, 0,325 mol; b) 86,9 %.
 10.27] a) $2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{AlCl}_3(\text{ac}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$; b) 1) iv), 2) ii), 3) iv).
 10.28] a) la "cal viva", CaO; b) 37,0 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$; c) Se obtiene menor cantidad de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
 10.29] a) 76,6 %; b) 635 mL.

PRÁCTICA ADICIONAL

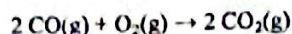
- 10.30] a) 92,8 %. b) 165 cm^3 . c) La presión ejercida sería menor.
 10.31] b
 10.32] a) 2,09 atm. b) 326 cm^3 o 0,326 L
 10.33] a) 2,18 g. b) MnO_2 ; Mn: +4 a +3.
 10.34] 83,3 dm^3
 10.35] a) 74,5 g; b) 4,48 L; c) no cambiaría (justifica este resultado y consúltalo con tus docentes); d= AR: cloruro de hidrógeno.
 10.36] a) 3,84 moles; b) a y c, argumenta tu elección y consulta la respuesta con tu docente.
 10.37] ácido sulfúrico- H_2SO_4 , +6/-2
 10.38] La resolución se encuentra en el libro *Química Básica* de la bibliografía recomendada.

SERIE 11: CINÉTICA QUÍMICA**GUÍA DE ESTUDIO**

- 1) ¿Qué estudia la cinética química?
- 2) ¿Qué se entiende por velocidad de cambio de concentración de una especie X (v_X) y qué por velocidad de reacción (v)?
- 3) ¿Cuáles son las unidades en que suele expresarse la velocidad de una reacción?
- 4) ¿De qué depende la velocidad de una reacción?
- 5) ¿Cómo se expresa la *ecuación de velocidad* de una reacción? ¿Cómo se determinan sus parámetros?
- 6) Indicar qué representan los términos siguientes: (a) orden respecto de un reactivo, (b) orden total (o global) de una reacción, (c) constante (o coeficiente) de velocidad de una reacción, (d) energía de activación.
- 7) ¿Cómo varía la constante de velocidad (k) con la temperatura?
- 8) Explicar qué es un catalizador. ¿Qué son los catalizadores biológicos?

EJERCICIOS (Justifique las respuestas en todos los casos)

11.1] Dada la siguiente ecuación:



Indicar cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son correcta/s.

- a) "El CO_2 se produce a la misma velocidad con que se consume el CO ".
- b) "El O_2 se consume al doble de velocidad que se produce el CO_2 ".
- c) "La velocidad de la reacción es igual a la velocidad en que se consume el CO ".

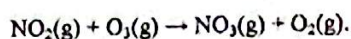
11.2] Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I).

- a) "Siempre que la concentración de una especie varía, la velocidad de la reacción también lo hace".
- b) "Si la velocidad de la reacción depende de la concentración de una especie, al aumentar su concentración la velocidad tiene que aumentar".
- c) "Todas las reacciones aumentan su velocidad con el aumento de la temperatura".

11.3] Si la ecuación de velocidad de una reacción es $v = k[\text{A}]^2[\text{B}]^3$, indicar cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son correcta/s.

- a) "La reacción es de orden 3 respecto de B y de orden global 6".
- b) "La reacción es de orden 2 respecto de A y de orden global 5".
- c) "La constante de velocidad de esta reacción a 300 K es mayor que a 400 K".

11.4] Una de las reacciones que se producen en el aire con contaminación es la reacción de dióxido de nitrógeno, NO_2 , con ozono, O_3 es:



Se estudió la cinética de la reacción y se obtuvo:

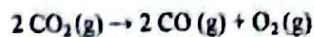
- i) Cuando la concentración inicial de NO_2 fue de $5,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ y la de O_3 de $1,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ la velocidad inicial de formación de O_2 fue $0,0220 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
- ii) Cuando la concentración inicial de NO_2 fue de $5,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ y la de O_3 de $2,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ la velocidad inicial de formación de O_2 fue $0,0440 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
- iii) Cuando la concentración inicial de NO_2 fue de $2,50 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ y la de O_3 de $2,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ la velocidad inicial de formación de O_2 fue $0,0220 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

- a) Escribir la ley de velocidad de la reacción.
- b) Calcule el valor de la constante cinética de velocidad.

Ejercicio de examen de la Cátedra.

PRÁCTICA ADICIONAL

11.5] Dada la siguiente ecuación:



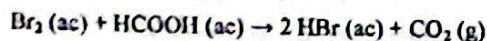
- Expresar la velocidad de reacción en función del consumo de CO_2 .
- Expresar la velocidad de reacción en función de la formación de O_2 .
- Indicar si la velocidad de formación de CO es la mitad de la velocidad de formación de O_2 .
- Indicar si la velocidad de formación de CO es la mitad de la velocidad de consumo de CO_2 .

11.6] Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I):

- El aumento de temperatura aumenta la velocidad de reacción al bajar la energía de activación.
- Los catalizadores aumentan la velocidad de reacción al bajar la energía de activación.
- Las enzimas son proteínas que se consumen durante una reacción biológica.
- La energía de activación determina la velocidad de reacción a una dada temperatura.

11.7] Indicar cuál/es de las siguientes afirmaciones relacionadas con la Cinética Química son verdaderas:

- El orden de una reacción siempre depende de los coeficientes estequiométricos de esta.
- Para la reacción:

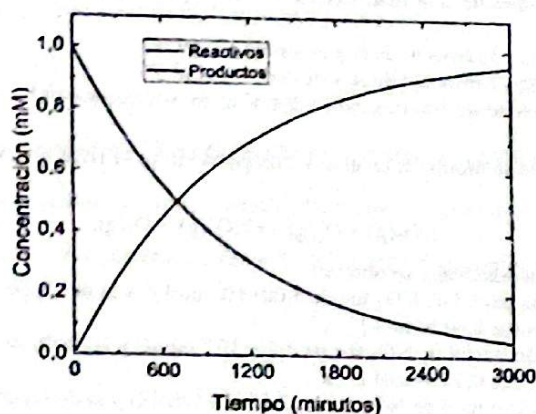


- la velocidad de formación de HBr duplica la velocidad de aparición de CO_2 .
- La velocidad de una reacción depende de las concentraciones finales de los reactivos.

11.8] De la vida cotidiana: para conversar con sus docentes, y sugerir ejemplos:

- ¿Por qué guardamos, en general, los medicamentos en lugares frescos?
- ¿Por qué en algunos casos ciertas sustancias se deben almacenar en frascos color caramelo (oscuros)?

11.9] En este gráfico ¿cómo se estimaría, luego de 600 minutos, la velocidad de desaparición del reactivo? ¿Y la aparición del producto? Comentar con los docentes.



RESPUESTAS:

- 10.1a) es correcta.
- 10.2 c) es correcta.
- 10.3 b) es correcta.
- 10.4 a) $v = k [\text{NO}_2] [\text{O}_3]$; b) $k = 4,40 \times 10^7 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
- 10.5 a) $v = -1/2 d[\text{CO}_2]/dt$; b) $v = d[\text{O}_2]/dt$; c) es el doble; d) es igual.
- 10.6 b) es correcta, d) también lo es, pero cabe aclarar que no es el único factor.
- 10.7 b) es verdadera.

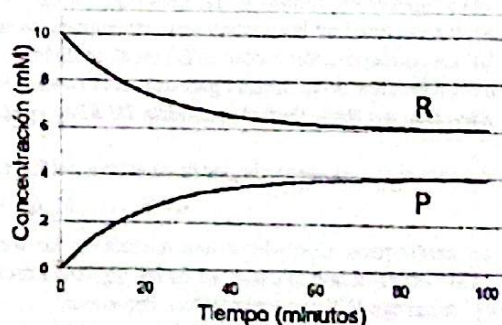
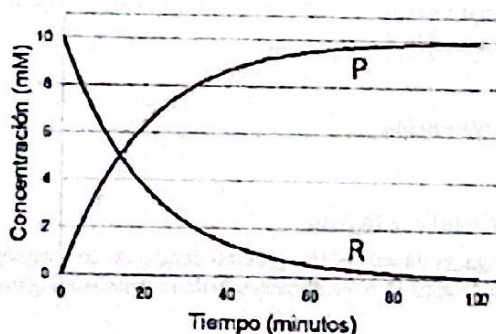
SERIE 12. EQUILIBRIO QUÍMICO**GUÍA DE ESTUDIO**

- 1) Indicar qué se entiende por equilibrio químico. ¿Cómo se interpreta el equilibrio químico en términos de gráficos de concentración/es en función del tiempo? Explicar su naturaleza dinámica.
- 2) Expresar la constante de equilibrio K_c en función de las concentraciones de reactivos y productos para una ecuación química del tipo: $a A + e E \rightleftharpoons p P + x X$
- 3) ¿Qué información proporciona la constante de equilibrio de una reacción química y de qué variable depende su valor?
- 4) Definir el cociente de reacción Q_c . ¿Cómo se utiliza para predecir el sentido del cambio neto en una reacción reversible?
- 5) Expresar el principio de Le Châtelier y aplicarlo a perturbaciones efectuadas a sistemas en equilibrio, por ejemplo, cambios de concentraciones de reactivos y / o productos, de presión, de volumen.
- 6) Analizar el efecto de la temperatura de reacción en el valor de la constante de equilibrio.

ENTREMOS AL LABORATORIO REAL DEL AULA VIRTUAL, ESCANEANDO ESTE QR

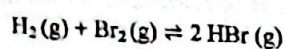
**EJERCICIOS**

- 12.1) Cuando ocurre una reacción química que parte de reactivos sin productos presentes, la concentración de los primeros disminuye y la de los segundos aumenta hasta alcanzar un estado final en el cual las concentraciones de las especies involucradas no varían con el tiempo. En el estado final la conversión de los reactivos en productos puede haber sido virtualmente total o parcial. Los gráficos siguientes describen cualitativamente las concentraciones en función del tiempo de un reactivo R y de un producto P, para dos reacciones químicas distintas. Indicar cuál gráfico corresponde a una conversión "total" y cuál a una conversión parcial de R en P.

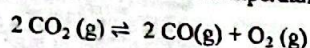


- 12.2] Responder si las afirmaciones siguientes relacionadas con el estado de equilibrio químico y la constante de equilibrio son correctas (C) o incorrectas (I). Justificar las respuestas.
- "Cuando una reacción alcanza el equilibrio a una temperatura dada, las concentraciones de los reactivos y de los productos permanecen constantes a lo largo del tiempo".
 - "Cuanto más rápidamente ocurra una reacción, mayor será la cantidad de productos en el equilibrio".
 - "Cuanto mayor sea la cantidad inicial de reactivos, mayor será la constante de equilibrio a una temperatura dada".
 - "El estado de equilibrio es dinámico porque la velocidad de formación de los productos (reacción directa) es igual a la velocidad de regeneración de los reactivos (reacción inversa)".
 - "El valor de la constante de equilibrio de una reacción química a una temperatura dada sugiere cuán favorecida está la conversión de reactivos en productos".

- 12.3] Se introdujeron hidrógeno y bromo en un recipiente cerrado de 5,00 dm³ a 1000 K. Una vez alcanzado el equilibrio se determinó la presencia de 0,0100 mol de H₂(g), 0,00200 mol de Br₂(g) y 0,872 mol de HBr(g), según:

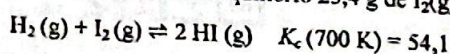


- Escribir la expresión de K_c .
 - Calcular el valor de K_c a 1000 K.
- 12.4] En un recipiente de 0,667 L se introduce CO₂(g) a una cierta temperatura ocurriendo la siguiente reacción:



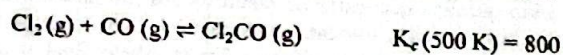
Calcular K_c sabiendo que al llegar al equilibrio se hallan 0,500 mol de CO₂, 0,370 mol de CO y 0,183 mol de O₂. *Ejercicio de examen de la Cátedra.*

- 12.5] En un recipiente cerrado de 8,00 dm³ a 700 K están en equilibrio 25,4 g de I₂(g) y 0,400 g de H₂(g), según:



Calcular la concentración molar de HI(g) en el equilibrio.

- 12.6] En un recipiente cerrado de 10,0 dm³ a 500 K se introdujo una mezcla de 0,500 mol de Cl₂(g), 0,100 mol de CO(g) y 0,250 mol de Cl₂CO(g). Estas sustancias están involucradas en la reacción:



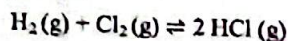
Determinar si la mezcla de gases introducida en el recipiente está en equilibrio químico. En caso negativo, justificar en qué sentido se desplazará la reacción hasta alcanzarlo.

- 12.7] En un recipiente de 100 L se hacen reaccionar 1,00 mol de H₂ y 1,00 mol de I₂ a 450° C. El sistema evoluciona a esa temperatura formando HI, siendo $K_c(450 \text{ K}) = 49,0$. Calcular:

- La cantidad de las 3 sustancias intervinientes en situación de equilibrio.
- La concentración molar de HI en el equilibrio.
- La presión de la mezcla gaseosa en el equilibrio.

Ejercicio del libro Química Básica, Di Risio et al., 6ta edición.

- 12.8] La reacción representada por la ecuación química:



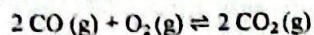
es exotérmica. Considerar una mezcla de los tres gases en equilibrio químico dentro de un recipiente rígido. ¿Qué ocurrirá con la cantidad de HCl(g) en la mezcla luego de realizar cada uno de los cambios siguientes?

- se agrega H₂(g) a temperatura constante;
- se extrae Cl₂(g) a temperatura constante;
- se aumenta la temperatura.

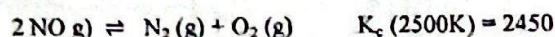
En cada caso, mencionar si el valor de K_c aumenta, disminuye o permanece constante. Justificar las respuestas.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 12.9] En un recipiente cerrado de 5,00 dm³ a 350 K están en equilibrio 0,100 mol de CO(g), 0,200 mol de O₂(g) y 0,0500 mol de CO₂(g). Calcular el valor de K_c para la reacción representada por:



- 12.10] En un recipiente rígido de 50,0 L se colocan 30,0 g de NO(g). Se calienta el sistema hasta 2500 K, produciéndose la descomposición de NO.



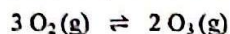
- Calcular la concentración molar de N₂ en el equilibrio.
- Calcular el porcentaje de NO descompuesto una vez alcanzado el equilibrio.

Ejercicio del libro Química Básica, Di Risio et al., 6ta edición.

- 12.11] ¿En qué circunstancias el cociente de reacción puede ser (justificar la respuesta):

- menor que K_c;
- mayor que K_c;
- igual a K_c;
- negativo.

- 12.12] La reacción representada por la siguiente ecuación química es endotérmica:

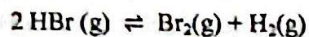


En un recipiente rígido, se dispone de una mezcla de ambos gases en equilibrio químico. Si al sistema en equilibrio se le disminuye la temperatura, entonces (Seleccione una):

- disminuye el valor de K_c;
- aumenta la concentración de ozono;
- disminuye la concentración de oxígeno;
- aumenta el valor de K_c.

Ejercicio del aula virtual 2025.

- 12.13] La reacción representada por la ecuación química reversible



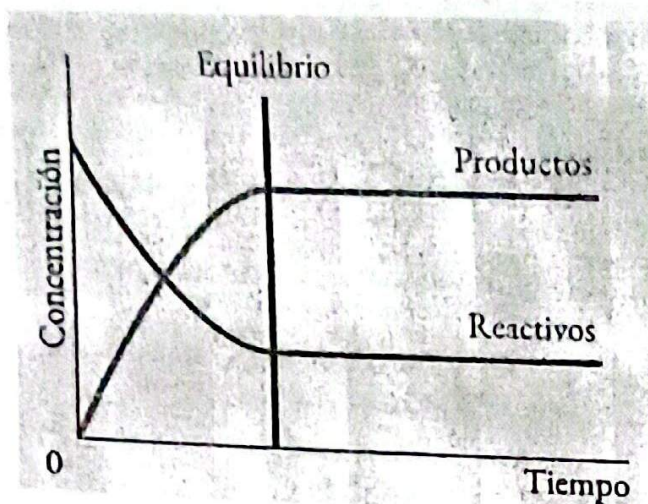
es endotérmica. Se dispone de una mezcla de los tres gases en equilibrio dentro de un recipiente rígido y cerrado. Si se aumenta la temperatura del sistema indique si la cantidad de HBr(g):

- aumenta;
- disminuye;
- permanece constante.

Justificar la respuesta.

Ejercicio de examen de la Cátedra.

12.14] ¿Cómo describiría lo que ocurre en el sistema descrito por la ecuación $R \rightleftharpoons P$ considerando el siguiente gráfico?



RESPUESTAS SELECCIONADAS

- 12.1] Primer gráfico es conversión total, el segundo es conversión parcial.
 12.2] Son correctas a, d y e.
 12.3] b) $K_c = 3,80 \times 10^4$.
 12.4] $K_c = 0,150$.
 12.5] 0,130 M HI (g).
 12.6] No está en equilibrio, Cociente de reacción $Q_c = 50,0$ menor que K_c , la reacción se desplaza a productos.
 12.7] 0,222 mol H_2 ; 0,222 mol I_2 ; 1,55 mol HI; concentración molar de HI 0,0155 M, $P = 1,18$ atm.
 12.8] La cantidad de HCl según el ítem: aumenta/disminuye/disminuye. En el ítem c, K_c disminuye.
 12.9] $K_c = 6,25$.
 12.10] a) 0,00990 M; b. 99,0 %.
 12.11] a) Fuera de equilibrio, desplazado hacia reactivos; b) Fuera de equilibrio, desplazado hacia productos; c) En el equilibrio; d) Nunca (imposible).
 12.12] Correcta es a).
 12.13] B) disminuye.
 12.14] Comentar con los docentes.

SERIE 13: ÁCIDOS Y BASES

GUÍA DE ESTUDIO

- 1) Describir las teorías de ácidos y bases de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Describir el comportamiento ácido base del agua. ¿A qué se denomina *producto iónico* del agua y cuál es su valor a 25 °C?
- 2) ¿Qué se entiende por ácidos y bases fuertes?
- 3) ¿Qué se entiende por ácidos y bases débiles?
- 4) Indicar cómo se expresan las constantes de acidez (K_a) y de basicidad (K_b) para ácidos y bases débiles.
- 5) Describir qué se entiende por acidez o basicidad de una solución acuosa.
- 6) Describir qué se entiende por fuerza ácida y por fuerza básica de solutos en agua. Indicar cómo se emplean sus valores de K_a , K_b , pK_a o pK_b como criterio para ordenarlos por fuerza ácida o por fuerza básica.
- 7) ¿Cuál es la relación entre las constantes K_a y K_b para un par ácido-base conjugado? ¿Y cuál entre pK_a y pK_b ?
- 8) Definir el grado de disociación de un ácido y de una base.

Para resolver los ejercicios les recomendamos plantear todas las ecuaciones químicas correspondientes y consultar a los docentes cuando se requiera una justificación escrita en términos conceptuales.

Ácidos y bases fuertes

EJERCICIOS

- 13.1] a) Indicar cuáles de las siguientes sustancias actúan como ácidos o como bases en solución acuosa:
- 1) Ca(OH)_2
 - 2) HClO_4
 - 3) KOH
 - 4) HBr
 - 5) HNO_3
- b) Escribir la ecuación iónica correspondiente en solución acuosa para cada una.
- 13.2] El valor de K_w para el agua a 25 °C es $1,00 \times 10^{-14}$. Calcular:
- a) $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en el agua pura;
 - b) pH y pOH del agua pura.
- 13.3] a) Calcular la $[\text{OH}^-]$ que está en equilibrio en solución acuosa con $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,80 \times 10^{-4} \text{ M}$.
- b) Calcular la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que está en equilibrio en solución acuosa con $[\text{OH}^-] = 1,25 \times 10^{-6} \text{ M}$.
- c) Indicar si las soluciones descritas en a) y b) son ácidas, básicas o neutras.
- 13.4] a) Ordenar las soluciones siguientes según su acidez creciente:
- 1) $\text{pH} = 2,00$; 2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-5} \text{ M}$; 3) $\text{pOH} = 1,00$.
- b) Ordenar las soluciones siguientes según su basicidad creciente:
- 1) $\text{pH} = 2,00$; 2) $\text{pOH} = 6,00$; 3) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-6} \text{ M}$.
- 13.5] Dadas las siguientes soluciones acuosas:
- (A) NaOH de $\text{pH} = 11,50$;
 - (B) HCl de $\text{pH} = 3,15$;
 - (C) KOH donde $[\text{OH}^-] = 3,50 \times 10^{-2} \text{ M}$;
 - (D) $[\text{HCl}] = 1,00 \times 10^{-4} \text{ M}$.
- Calcular:
- a) La concentración molar de H_3O^+ en la solución más ácida.
 - b) La concentración molar de OH^- en la solución más básica.
- Ejercicio de examen de la Cátedra.*

13.6] Calcular: a) la concentración de todas las especies iónicas, b) pH y c) pOH de cada una de las soluciones siguientes:

- 1) hidróxido de potasio $0,0150 \text{ M}$;
- 2) ácido clorhídrico $6,50 \times 10^{-3} \text{ M}$;
- 3) hidróxido de calcio $2,80 \times 10^{-3} \text{ M}$;
- 4) ácido nítrico $1,00 \times 10^{-10} \text{ M}$;
- 5) ácido perclórico $5,20 \times 10^{-8} \text{ M}$.

13.7] ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Justificar la respuesta en todos los casos.

- a) "En una solución $1,00 \text{ M}$ de un ácido fuerte HA , $[\text{A}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ ".
- b) "En una solución $0,100 \text{ M}$ de un ácido fuerte HA el pH es $1,00$ ".
- c) "En una solución $1,00 \text{ M}$ de un ácido fuerte HA , $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \text{ M}$ ".
- d) "En una solución $0,100 \text{ M}$ de un ácido fuerte HA , $[\text{HA}] = 0,100 \text{ M}$ ".
- e) "El pH de una solución de HBr $1,00 \times 10^{-10} \text{ M}$ es $10,00$ ".
- f) "El pH de una solución de KOH $1,00 \times 10^{-10} \text{ M}$ es $\approx 7,00$ ".

13.8] Calcular la cantidad de HNO_3 necesaria para preparar 500 mL de una solución con $\text{pH} = 2,50$.

13.9] a) Calcular la masa de KOH ($M = 56,1 \text{ g/mol}$) necesaria para preparar $1,50 \text{ L}$ de una solución de $\text{pH} = 11,50$.
b) ¿Qué masa de Ca(OH)_2 ($M = 74,1 \text{ g/mol}$) se necesitaría para el mismo propósito?

13.10] Un volumen de $2,00 \text{ L}$ de una solución de NaOH contiene $0,251$ milimoles de cationes sodio.

- a) Calcular el pOH de la solución.
- b) Calcular la masa de hidróxido de sodio disuelta.
- c) Calcular la concentración molar de una solución de hidróxido de calcio para que su pH sea el mismo que el de la solución de NaOH .

13.11] Se prepararon cuatro soluciones acuosas con igual pH a partir de 1) Sr(OH)_2 , 2) NaOH , 3) KOH , 4) Ca(OH)_2 . Sus concentraciones molares son, respectivamente, c_1 , c_2 , c_3 y c_4 .

Indicar cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s:

- a) $c_1 = c_2$
- b) $c_1 > c_3$
- c) $c_1 = c_4$
- d) $c_1 < c_3$
- e) $c_2 < c_4$

13.12] Se dispone de las siguientes soluciones de ácidos fuertes:

- A) $[\text{HCl}] = 9,25 \times 10^{-4} \text{ M}$;
- B) HNO_3 con $\text{pH} = 2,90$;
- C) HClO_4 con $[\text{ClO}_4^-] = 4,75 \times 10^{-3} \text{ M}$.

a) Calcular el pH de la solución más concentrada.
b) Responder, justificando en todos los casos, qué ocurre con las magnitudes indicadas a continuación si a 100 mL de cada una de las soluciones se les agrega agua hasta obtener 200 mL de solución final (aumentan, se mantienen iguales o disminuyen):

- 1) Solución A: valor de pH.
- 2) Solución B: concentración molar de H_3O^+ .
- 3) Solución C: concentración molar de ClO_4^- .

Ejercicio de examen de la Cátedra.

13.13] Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH de la solución que resulta de diluir con agua $25,0 \text{ mL}$ de una solución $0,200 \text{ M}$ de ácido nítrico hasta un volumen final de 150 mL .

13.14] Se tienen $10,0 \text{ mL}$ de una solución de HBr $0,100 \text{ M}$. Si a la misma se agrega agua destilada, calcular el volumen final que deberá tener la solución para que su pH sea $2,50$.

13.15] Se tiene una solución de NaOH 0,0829 M. Calcular el volumen de agua que debe agregarse a 10,0 mL de esta solución para que el pH de la solución final sea 11,25.

13.16] Calcular el pH de soluciones de HCl(ac) con las concentraciones siguientes:

- 1) 0,100 M;
- 2) $1,00 \times 10^{-3}$ M;
- 3) $1,00 \times 10^{-5}$ M.

En base a los resultados obtenidos, explicar cómo varía el pH al diluir un ácido fuerte sucesivamente.

Ácidos y bases débiles

EJERCICIOS

13.17] a) Escribir la ecuación química correspondiente a la reacción con agua de los siguientes ácidos débiles, identificando en cada caso a los pares ácido-base conjugados:

- 1) HNO_2
- 2) HF
- 3) HBrO
- 4) CH_3COOH (ácido acético)
- 5) NH_4^+

b) Expresar las respectivas constantes de acidez.

13.18] a) Escribir la ecuación química correspondiente a la reacción con agua de las siguientes bases débiles, identificando en cada caso a los pares ácido-base conjugados:

- 1) NH_3
- 2) NO_2^-
- 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ (anilina)
- 4) CH_3COO^- (acetato)
- 5) CH_3NH_2 (metilamina)

b) Expresar las respectivas constantes de basicidad.

13.19] El HF es un ácido débil. Indicar si la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una solución de HF será menor, igual o mayor que la de una solución de HCl de la misma concentración molar. Justificar la respuesta.

13.20] Se tienen soluciones acuosas a 25 °C de igual concentración molar de los ácidos siguientes:

- 1) HNO_3
- 2) HNO_2 ($K_a = 4,57 \times 10^{-4}$)
- 3) HClO ($\text{p}K_a = 7,54$)
- 4) HF ($K_a = 6,76 \times 10^{-4}$)

Ordenarlas en forma creciente de:

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+]$
- b) pH
- c) grado de disociación del ácido.

13.21] Se tienen soluciones acuosas a 25 °C de igual concentración molar de las bases siguientes:

- 1) CH_3NH_2 ($K_b = 4,37 \times 10^{-4}$)
- 2) KOH
- 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ($\text{p}K_b = 9,37$)
- 4) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ (etilamina; $\text{p}K_b = 3,30$)

Ordenarlas en forma creciente de:

- a) $[\text{OH}^-]$
- b) pOH
- c) grado de disociación de la base.

13.22] Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas, justificando la respuesta en todos los casos.

- a) "Una solución de un ácido débil siempre tiene mayor pH que una solución de ácido fuerte".

- b) "En una solución 1,00 M de un ácido débil HA, la concentración de A^- en el equilibrio es menor que 1,00 M".
- c) "En una solución 0,100 M del ácido débil HA, el pH vale 1".
- d) "Una solución de acetato de sodio ($NaCH_3COO$, $K_a(COOH^-) = 5,62 \times 10^{-10}$) tiene un pH < 7 ".
- e) "Una solución 1,00 M de un ácido débil puede tener el mismo pH que una solución $1,00 \times 10^{-3}$ M de un ácido fuerte.
- f) "En una solución 0,100 M de CH_3COOH ($K_a = 1,78 \times 10^{-5}$) la concentración molar en el equilibrio de la base conjugada es mayor que en una solución 0,100 M de HCN ($K_a = 4,90 \times 10^{-10}$)".
- 13.23] Se dispone de una solución de ácido acético (CH_3COOH), $pK_a = 4,75$, 0,0100 M. Calcular:
- $[H_3O^+]$
 - pH
 - pOH
 - $[CH_3COOH]$
 - $[CH_3COO^-]$
- 13.24] Se tiene una solución de amoníaco (NH_3), $pK_b = 4,75$, 0,0750 M. Calcular: a) $[OH^-]$; b) pOH; c) pH; d) $[NH_4^+]$.
- 13.25] Una solución 0,100 M de ácido propanoico, CH_3CH_2COOH , tiene un pH = 2,93. Calcular la constante de acidez del ácido propanoico.
- 13.26] Una solución de concentración 25,0 mM de una base B tiene un pH de 11,60. Calcular el pK_b de la base y el pK_a de su ácido conjugado.
- 13.27] Se dispone de una solución de ácido nitroso (HNO_2 , $pK_a = 3,34$) cuyo pH es 2,62. Calcular la concentración inicial del soluto, expresada en moles por litro.
- 13.28] En una solución de ácido fórmico ($HCOOH$, $K_a = 1,80 \times 10^{-4}$) se determina que la concentración de $HCOOH$ en el equilibrio tiene un valor de $2,30 \times 10^{-2}$ M. Calcular la concentración molar de $COOH^-$ en el equilibrio.
- Ejercicio de examen de la Cátedra.*
- 13.29] Se tiene una solución acuosa del ácido HX $5,00 \times 10^{-2}$ M y otra de un ácido HY $2,00 \times 10^{-3}$ M. El pH de ambas es 3,03. Indicar cuál de las afirmaciones siguientes es correcta, justificando la elección:
- "HX es un ácido fuerte y HY es un ácido débil".
 - "HX es un ácido débil y HY es un ácido fuerte".
 - "Ambos ácidos son fuertes".
 - "Ambos ácidos son débiles pero HX es más débil que HY".
 - "Ambos ácidos son débiles pero HY es más débil que HX".
- 13.30] La reacción endotérmica de ionización del ácido acético (CH_3COOH , $pK_a = 4,75$) puede representarse mediante la ecuación siguiente:
- $$CH_3COOH(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(ac) + H_3O^+(ac)$$
- Predecir en base al Principio de Le Châtelier si la cantidad de ácido acético sin disociar aumentará, disminuirá o permanecerá constante si a una solución de $CH_3COOH(ac)$ inicialmente en equilibrio se le efectúan los cambios siguientes:
- se agrega ácido clorhídrico;
 - se agrega agua;
 - se agrega $CH_3COONa(s)$ (una sal que se disocia por completo en agua);
 - se aumenta la temperatura.

Soluciones reguladoras de pH

Antes de avanzar con la resolución de los ejercicios, responder las preguntas que se presentan a continuación:

- 1) ¿Qué es y cómo actúa una solución reguladora de pH o buffer? ¿Cuáles son los criterios para prepararla?
- 2) ¿Cómo se puede calcular el pH de una solución reguladora? Analizar la ecuación de Henderson-Hasselbalch.

EJERCICIOS

13.31] Determinar, en base a la naturaleza y la concentración de las especies involucradas, si los pares ácido-base siguientes podrían comportarse o no como soluciones reguladoras de pH eficientes.

- a) CH_3COOH (1,00 mol/L) / CH_3COO^- ($1,00 \times 10^{-4}$ mol/L);
- b) CH_3COOH ($1,00 \times 10^{-4}$ mol/L) / CH_3COO^- ($1,00 \times 10^{-4}$ mol/L);
- c) HCOOH (1,00 mol/L) / HCOO^- (1,00 mol/L);
- d) HCl (1,00 mol/L) / NaOH (1,00 mol/L).

- 13.32] a) Calcular el pH de una solución reguladora que es 0,500 M en ácido acético ($K_a = 1,78 \times 10^{-5}$) y 0,750 M en acetato de sodio.
 b) Calcular el pH de una solución reguladora que es 0,700 M en amoníaco ($K_b = 1,78 \times 10^{-5}$) y 0,850 M en cloruro de amonio.

Soluciones reguladoras de pH fisiológicas

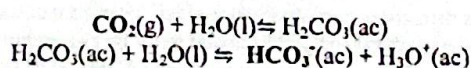
Mantener el pH relativamente constante en los fluidos intra- y extracelulares es fundamental, ya que influye directamente en la actividad de proteínas, enzimas y hormonas, así como en la distribución de iones a través de las membranas celulares. Para evitar variaciones bruscas del pH, el organismo utiliza soluciones reguladoras (también llamadas amortiguadoras) fisiológicas, que constituyen la primera línea de defensa frente a cambios en la acidez.

En una persona sana, el pH sanguíneo se mantiene prácticamente constante, entre 7,35 y 7,45, gracias a diversos sistemas amortiguadores capaces de neutralizar los ácidos y las bases producidos por el metabolismo. Entre ellos, el sistema $\text{NaHCO}_3/\text{H}_2\text{CO}_3$ es uno de los más importantes en el medio extracelular.

- 13.33] a) Calcular el pH de una solución conformada por NaHCO_3 25,0 mM y H_2CO_3 1,24 mM. $\text{p}K_a \text{ H}_2\text{CO}_3 = 6,1$
 b) ¿Es una solución reguladora?

Aunque al pH sanguíneo la concentración de la base (HCO_3^-) sea unas veinte veces mayor que la del ácido (H_2CO_3), el sistema funciona de manera eficiente porque ambos componentes están regulados por diferentes mecanismos fisiológicos: la concentración de HCO_3^- es controlada por el riñón, mientras que la concentración de $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_2$ depende del sistema respiratorio, que ajusta la eliminación de CO_2 . Este equilibrio dinámico permite responder rápidamente a modificaciones en el pH sanguíneo y sostener un ambiente químico adecuado para el funcionamiento del organismo.

Equilibrio del Sistema $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$:



Sin embargo, en los laboratorios de investigación biológica se prefiere utilizar soluciones preparadas con $\text{Na}_2\text{HPO}_4/\text{NaH}_2\text{PO}_4$ en presencia de NaCl , conocida como PhosphateBufferedSaline (PBS) donde la relación y concentración de las sales de fosfato cumple con la definición de solución reguladora y el pH puede ajustarse 7,40.

PRÁCTICA ADICIONAL

- 13.34] Una solución acuosa tiene $\text{pH} = 3,20$. Calcular para la misma: a) la concentración de iones hidronio; b) la concentración de iones hidróxido; c) el pOH .
- 13.35] Calcular la concentración, expresada como $\%m/V$, de una solución de HI de $\text{pH} = 4,52$.
- 13.36] Se disuelven en agua 0,240 g de KOH ($M = 56,1 \text{ g/mol}$) y se obtienen 200 mL de solución. Calcular el pH de la solución obtenida.
- 13.37] Se dispone de 400 mL de KOH(ac) de $\text{pH} = 12,00$ y se diluyen con agua hasta un volumen final de $1,50 \text{ dm}^3$. Calcular la concentración de todas las especies iónicas en la solución diluida.
- 13.38] Se dispone de 100 cm^3 de solución de HClO_4 $0,0200 \text{ M}$ y de 200 cm^3 de solución de HCl $0,0100 \text{ M}$.
a) Calcular el pH de la solución más ácida.
b) Si la solución de HClO_4 se diluye hasta un volumen final de 250 cm^3 , calcularla concentración molar de todas las especies iónicas en la solución diluida.
c) Si la solución de HCl se diluye a $1,00 \text{ dm}^3$, calcular el pH de la solución diluida.
- 13.39] Se prepararon soluciones $0,125 \text{ M}$ de 1) NaOH , 2) NH_3 (base débil) y 3) Ca(OH)_2 .
a) Escribir la ecuación de ionización del amoníaco.
b) Ordenar las soluciones según pH creciente.
- 13.40] Se dispone de las soluciones siguientes: (A) $\text{HClO}_4(\text{ac})$ $9,35 \times 10^{-3} \text{ M}$; (B) $\text{Ca(OH)}_2(\text{ac})$ $4,28 \times 10^{-3} \text{ M}$; (C) $\text{HClO}(\text{ac})$, cuya $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,30 \times 10^{-3} \text{ M}$.
Calcular el pH de las soluciones y ordenarlas por acidez decreciente.
- 13.41] Se tiene una solución A de HCl $1,00 \times 10^{-4} \text{ M}$ y otra solución B de HF ($\text{p}K_a = 3,17$) cuyo pH es 2,00. 1) Ordenar las soluciones por acidez creciente; 2) ordenar los solutos por fuerza ácida creciente.
- 13.42] El pH de una solución acuosa de CH_3COOH $0,100 \text{ M}$ es 2,88 a 25°C .
a) Calcular la constante de acidez del CH_3COOH a 25°C .
b) Explicar por qué el pH de esta solución es mayor que el de una solución de HCl $0,100 \text{ M}$.
c) ¿Cuál $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ será necesaria para preparar una solución de $\text{pH} = 4,20$ a 25°C ?
- 13.43] Una solución de ácido fluorhídrico ($\text{p}K_a = 3,17$) tiene un $\text{pH} = 2,42$. Calcular:
a) la masa de soluto disuelta en 350 cm^3 de solución;
b) la concentración molar de ion fluoruro en el equilibrio.
- 13.44] Una solución de anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, $K_b = 4,27 \times 10^{-10}$) tiene un $\text{pH} = 8,57$. Calcular:
a) la cantidad de anilina disuelta en 150 cm^3 de solución;
b) la concentración molar del ion $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ en el equilibrio.
- 13.45] Responder si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas. Justificar.
a) "Dos soluciones de ácidos diferentes con igual pH pueden tener concentraciones distintas".
b) "Una solución de un ácido muy débil ($\text{p}K_a > 13$) puede tener un pH mayor que 7 a 25°C ".
c) "En una solución de una base débil, siempre se cumple que $\text{pOH} > \text{pH}$ ".
- 13.46] Una solución acuosa de un ácido monoprótico $0,0500 \text{ M}$ tiene un $\text{pH} = 1,30$.
a) ¿Se trata de un ácido fuerte o de un ácido débil?
b) Calcular el volumen de agua que se debe agregar a $50,0 \text{ mL}$ de la solución para que el pH final sea igual a 2,00.
- 13.47] Se cuenta en el laboratorio con una botella que contiene una solución acuosa de un ácido no identificado. En la etiqueta puede leerse que la concentración es $0,0500 \text{ M}$ y, al medir su pH , se obtiene un valor de 3,09. determinar la K_a del ácido.

RESPUESTAS SELECCIONADAS

NOTA: AUNQUE NO SE LO ESPECIFIQUE, TODAS LAS SOLUCIONES ACUOSAS SE CONSIDERAN QUE ESTÁN A 25 °C, DONDE EL VALOR DE K_w PARA EL AGUA ES $1,00 \times 10^{-14}$.

Ácidos y bases fuertes

EJERCICIOS

- 13.1] a) 1) base, 2) ácido, 3) base, 4) ácido, 5) ácido.
 b) $\text{Ca}(\text{OH})_2/\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{OH}^-(\text{ac})$; $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{ClO}_4^-(\text{ac})$; $\text{KOH}/\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$; $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{Br}^-(\text{ac})$; $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac})$.
- 13.2] a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$; b) $\text{pH} = \text{pOH} = 7,00$.
- 13.3] a) $5,56 \times 10^{-11} \text{ M}$; b) $8,00 \times 10^{-9} \text{ M}$; c) a) es ácida, b) es básica.
- 13.4] a) $3) < 2) < 1)$; b) $1) < 3) < 2)$.
- 13.5] a) $7,08 \times 10^{-4} \text{ M}$; b) $3,50 \times 10^{-2} \text{ M}$.
- 13.6] 1) a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,67 \times 10^{-13} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = [\text{K}^+] = 0,0150 \text{ M}$, b) 12,18, c) 1,82; 2) a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = 6,50 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 1,54 \times 10^{-12} \text{ M}$, b) 2,19, c) 11,81; 3) a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,79 \times 10^{-12} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 5,60 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{Ca}^{2+}] = 2,80 \times 10^{-3} \text{ M}$, b) 11,75, c) 2,25. 4) a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$, $[\text{NO}_3^-] = 1,00 \times 10^{-10} \text{ M}$, b) 7,00, c) 7,00; 5) a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}_4^-] = 5,20 \times 10^{-5} \text{ M}$, c) $1,92 \times 10^{-10} \text{ M}$, d) 2,28, d) 11,72.
- 13.7] b); c); f) y h).
- 13.8] $n(\text{HNO}_3) = 0,00158 \text{ mol}$.
- 13.9] a) 0,266 g de KOH; b) 0,176 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 13.10] a) $\text{pOH} = 3,90$; b) 0,0100 g; c) $6,28 \times 10^{-5} \text{ M}$.
- 13.11] c) y d).
- 13.12] a) 3) $\text{pH} = 2,32$; b) 1) aumenta, 2) disminuye, 3- disminuye.
- 13.13] 0,0333 M; $\text{pH} = 1,48$.
- 13.14] 316 mL.
- 13.15] 456 mL.
- 13.16] 1) 1,00; 2) 3,00; 3) 5,00. Se trata de un ácido fuerte, completamente ionizado en solución acuosa. En las tres soluciones resulta despreciable el aporte de H^+ por autoionización del agua, por lo tanto la $[\text{H}^+]$ es esencialmente la que proviene de la disociación del ácido fuerte.

Ácidos y bases débiles

EJERCICIOS

- 13.17] a) Ejemplos: 1) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$, ácido 1 HNO_2 , base 1 NO_2^- ; 2) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$, ácido 1 HF , base 1 F^- ; 3) $\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{BrO}^-$, ácido 1 HBrO , base 1 BrO^- ; 4) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$, ácido 1 CH_3COOH , base 1 CH_3COO^- ; 5) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$, ácido 1 NH_4^+ , base 1 NH_3 .
 b) Ejemplo: 1) $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2]$.
- 13.18] a) Ejemplos: 1) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, base 1 NH_3 , ácido 1 NH_4^+ ; 2) $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$, base 1 NO_2^- , ácido 1 HNO_2 ; 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$, base 1 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, ácido 1 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$; 4) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$, base 1 CH_3COO^- , ácido 1 CH_3COOH .
 b) Ejemplo: 1) $K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3]$.
- 13.19] Menor.
- 13.20] a) $3) < 2) < 4) < 1)$; b) $1) < 4) < 2) < 3)$; c) $3) < 2) < 4) < 1)$.
- 13.21] a) $3) < 1) < 4) < 2)$; b) $2) < 4) < 1) < 3)$; c) $3) < 1) < 4) < 2)$.
- 13.22] a) I; b) C; c) I; d) I; e) C; f) C.
- 13.23] a) $4,13 \times 10^{-4} \text{ M}$; b) 3,38; c) 10,62; d) $9,59 \times 10^{-4} \text{ M}$; e) $4,13 \times 10^{-4} \text{ M}$.
- 13.24] a) $1,16 \times 10^{-4} \text{ M}$; b) 2,94; c) 11,06; d) 0,0738 M; e) $1,16 \times 10^{-4} \text{ M}$.
- 13.25] $1,40 \times 10^{-5}$.
- 13.26] $\text{p}K_b = 3,12$ y $\text{p}K_a = 10,88$.
- 13.27] 0,0150 M.

13.28] $2,03 \times 10^{-4} \text{ M}$.

13.29] d).

13.30] a) mayor; b) menor; c) mayor; d) menor.

Soluciones reguladoras de pH

EJERCICIOS

13.31] c).

13.32] a) 4,93; b) 9,17.

13.33] a) $\text{pH} = 7,40$, que es el pH normal de sangre arterial.

b) Si se considera la definición de solución reguladora/buffer, esta solución no entra en la categoría de solución reguladora.

PRÁCTICA ADICIONAL

13.34] a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \times 10^{-4} \text{ M}$; b) $[\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-11} \text{ M}$; c) $\text{pOH} = 10,80$.

13.35] $3,86 \times 10^{-4} \text{ } \%$ m/V.

13.36] $\text{pH} = 12,33$.

13.37] $[\text{K}^+] = [\text{OH}^-] = 2,67 \times 10^{-3} \text{ M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,75 \times 10^{-12} \text{ M}$.

13.38] a) 1,70; b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,00 \times 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 1,25 \times 10^{-12} \text{ M}$, $[\text{ClO}_4^-] = 8,00 \times 10^{-3} \text{ M}$; c) 2,70.

13.39] a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{ac}) + \text{NH}_4^+(\text{ac})$; b) $2) < 1) < 3)$.

13.40] A ($\text{pH} = 2,03$) > C ($\text{pH} = 2,64$) > B ($\text{pH} = 11,93$).

13.41] a) $A < B$; b) $B < A$.

13.42] a) $1,76 \times 10^{-4}$; b) verificar justificación con el docente; c) $2,89 \times 10^{-4} \text{ M}$.

13.43] a) 0,176 g; b) $3,80 \times 10^{-3} \text{ M}$.

13.44] a) $4,85 \times 10^{-3} \text{ mol}$; b) $3,72 \times 10^{-6} \text{ M}$.

13.45] a) C, b) I, c) I.

13.46] a) fuerte; b) 200 mL.

13.47] $1,35 \times 10^{-5}$.

SERIE 13

QUÍMICA, Di Risio | CBC - UBA

En la tabla siguiente se lista un conjunto de ácidos débiles con valores de K_a y pK_a a 25,0 °C en solución acuosa.

Especie	Ecuación ácido-base		K_a	pK_a
	Ácido 1 + Base 2 $\rightleftharpoons$ Base 1 + Ácido 2			
ion hidrogenosulfato	HSO_4^-	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,20 \times 10^{-2}$	1,92
ácido fosfórico	H_3PO_4	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,59 \times 10^{-3}$	2,12
ácido salicílico	$\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,07 \times 10^{-3}$	2,97
ácido láctico	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OHCOOH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OHCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$8,40 \times 10^{-4}$	3,08
fluoruro de hidrógeno	HF	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,76 \times 10^{-4}$	3,17
ácido nitroso	HNO_2	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,57 \times 10^{-4}$	3,34
ácido fórmico (metanoico)	HCOOH	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,78 \times 10^{-4}$	3,75
ácido ascórbico	$\text{C}_5\text{H}_7\text{O}_4\text{COOH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_7\text{O}_4\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,94 \times 10^{-5}$	4,10
ácido benzoico	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,50 \times 10^{-5}$	4,19
ácido acético (etanoico)	CH_3COOH	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,78 \times 10^{-5}$	4,75
ácido propanoico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,40 \times 10^{-5}$	4,85
ácido carbónico	H_2CO_3	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,47 \times 10^{-7}$	6,35
sulfuro de hidrógeno	H_2S	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$9,12 \times 10^{-8}$	7,04
ion dihidrogenofosfato	H_2PO_4^-	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,20 \times 10^{-8}$	7,21
ácido hipocloroso	HClO	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$2,90 \times 10^{-8}$	7,54
ácido hipobromoso	HBrO	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BrO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$2,50 \times 10^{-9}$	8,60
ion amonio	NH_4^+	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$	$5,50 \times 10^{-10}$	9,26
cianuro de hidrógeno	HCN	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,80 \times 10^{-10}$	9,32
ion hidrogenocarbonato	HCO_3^-	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,70 \times 10^{-11}$	10,3
ácido hipoiódoso	HIO	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{IO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$3,98 \times 10^{-11}$	10,4
ion hidrogenofosfato	HPO_4^{2-}	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$3,50 \times 10^{-13}$	12,5

En la tabla siguiente se lista un conjunto de bases débiles con sus valores de K_b y pK_b a 25,0 °C en solución acuosa.

Especie	Ecuación ácido-base		K_b	pK_b
	Base 1 + Ácido 2 $\rightleftharpoons$ Ácido 1 + Base 2			
ion fosfato	PO_4^{3-}	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$	$3,16 \times 10^{-2}$	1,50
dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	$7,40 \times 10^{-4}$	3,13
dietilamina	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	$9,55 \times 10^{-4}$	3,02
etilamina	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$5,01 \times 10^{-4}$	3,30
metilamina	CH_3NH_2	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,37 \times 10^{-4}$	3,36
propilamina	$\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$3,80 \times 10^{-4}$	3,42
ion carbonato	CO_3^{2-}	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	$2,10 \times 10^{-4}$	3,68
trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$7,40 \times 10^{-5}$	4,13
ion cianuro	CN^-	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$	$2,08 \times 10^{-5}$	4,68
amoníaco	NH_3	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,78 \times 10^{-5}$	4,75
hidracina	H_2NNH_2	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NNH}_3^+ + \text{OH}^-$	$3,02 \times 10^{-6}$	5,52
hidroxilamina	HONH_2	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	$6,60 \times 10^{-6}$	5,18
piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$1,66 \times 10^{-6}$	5,78
ion acetato	CH_3COO^-	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$	$5,62 \times 10^{-10}$	9,25
anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,27 \times 10^{-10}$	9,37
ion fluoruro	F^-	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$	$1,48 \times 10^{-11}$	10,8